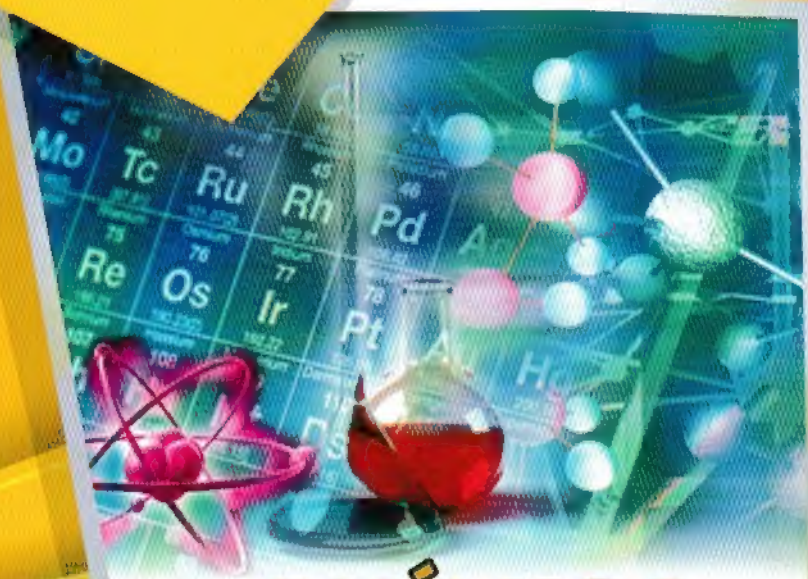
Teoría y Práctica

6

Cálculos Químicos



¡Full CEPRES!
+ EXAMENES DE ADMISION

César Urquizo - Ricardo Vega

FONDO EDITORIAL RODO
Siempre competitivo

Teoría y Práctica

6

Cálculos Químicos

QUÍMICA

¡Full CEPRES!
+ EXAMENES DE ADMISION

César Urquizo - Ricardo Vega

FONDO EDITORIAL
RODO
Siempre competitivo

E&M

PRESENTACIÓN

El **Fondo Editorial RODO** es un grupo educativo con formado por profesionales de experiencia que por muchos años vienen participando en el análisis y producción de textos acordes con las necesidades del sistema educativo. Conocedores de la realidad de nuestro educando que día a día nos muestra la interacción con ellos en las aulas de clase y poniendo de manifiesto nuestro compromiso como educadores hemos asumido el reto de contribuir a elevar el nivel académico de manera integral.

Continuando con la elaboración de nuestra colección con miras al ciclo académico 2015, en está oportunidad presentamos el texto teórico - práctico denominado **TEMAS SELECTOS DE QUÍMICA**, desarrollado con la gran experiencia de nuestro grupo humano. Caracterizándolo así por el rigor y la exigencia académica , ya que abarca los temas y preguntas solicitadas según la currícula de los centros preuniversitarios de las universidades más importantes del país relacionados con el curso.

Esta obra es la continuación de nuestra serie de publicaciones, caracterizada por la calidad e innovación constatada en los miles de ingresantes que han tenido como apoyo nuestras colecciones, esperando los comentarios y sugerencias las cuales sabremos aceptar

La presente serie de boletines consta de una sección teórica, donde se muestra toda la teoría referente al capítulo o capítulos mostrados en el boletín, luego se determina una sección de 100 problemas resueltos por los autores clasificados por nivel de exigencia de menor a mayor dificultad, explicados de manera clara y sencilla que servirá tanto para alumnos que recién empiezan su camino a la universidad, como alumnos de nivel avanzado, dándole nuevas alternativas de solución, luego se cuenta con 100 problemas propuestos con sus respectivas claves para que el alumno mida su nivel de comprensión respecto al capítulo con problemas de igual exigencia que la sección anterior, por último se muestra una sección de exámenes de admisión del curso en mención, con soluciones explicadas de la mejor manera.

Fondo Editorial RODO
De: Walter Z. Benitez Nuñez.

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

CÁLCULOS QUÍMICOS

QUÍMICA - BOLETÍN 06

ESTA ES UNA OBRA COLECTIVA - EQUIPO PEDAGÓGICO
César Urquizo Palacios
Ricardo Luis Vega Alave

EDITADO por
FONDO EDITORIAL RODO
de Walter Z. Benitez Nuñez
Av. Venezuela 979 Of. 205 - Breña
LIMA 05, PERÚ ☎ 424 - 6350 992 - 796104

2a. Edición - Marzo 2017

Hecho el Depósito Legal en la Biblioteca Nacional del Perú
N°: 2017 - 03125

DIAGRAMACIÓN, DIGITACIÓN Y GRÁFICOS
José Miguel Gallo Ballena

Se término de imprimir en Marzo del 2017 en:
GRAFIC PLUS S. A. C.
Jr. Chincha N° 434 A. H. VI ZONA LIMA - Lima 11

Prohibida la reproducción total o parcial de este boletín, por cualquier medio, sin permiso escrito de la Editorial

INTRODUCCIÓN

Los cálculos llevados en la química se desarrollan principalmente en base a las reacciones químicas, esto implica la necesidad de conocer datos de cantidad relacionados principalmente con la masa. Para ello es importante disponer de las fórmulas químicas de las especies participantes, esto con la finalidad de hallar sus masas en términos del número de partículas con la utilización de los pesos atómicos, moleculares, masa molar etc. En el presente capítulo desarrollaremos el análisis cuantitativo y cualitativo de las muestras químicas a la luz de los términos mencionados.

CONCEPTO

En este capítulo de la química se estudia las diferentes formas de expresar las masas de las especies químicas, así como las unidades asociadas a ella con relación al número de partículas (átomos, iones, moléculas etc).

Los mínimos componentes químicos de la materia son los átomos y las moléculas, sus masas por ser muy pequeñas se expresan en "uma" (unidad de masa atómica) a partir de los siguientes términos:

UNIDAD DE MASA ATÓMICA (UMA)

Es la unidad patrón para expresar las masas de especies atómicas, partículas subatómicas, iones, moléculas. Se define como la doceava parte de la masa del átomo patrón el isótopo de Carbono (C – 12).

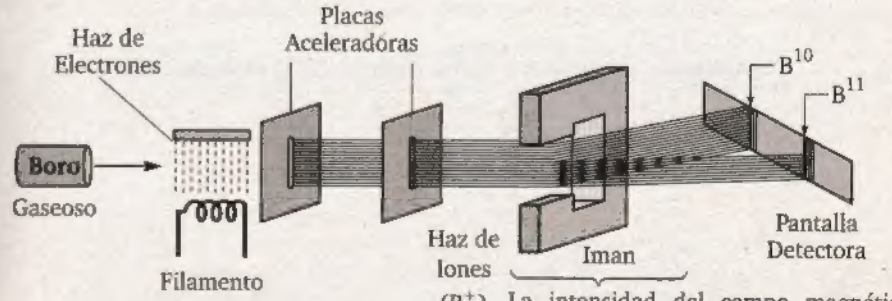
$$1\,\text{uma} = \frac{\text{masa del isótopo (C} - 12)}{12} = 1{,}66 \times 10^{-24}\,\text{g}$$

Se utiliza para medir las masas de partículas submicroscópicas

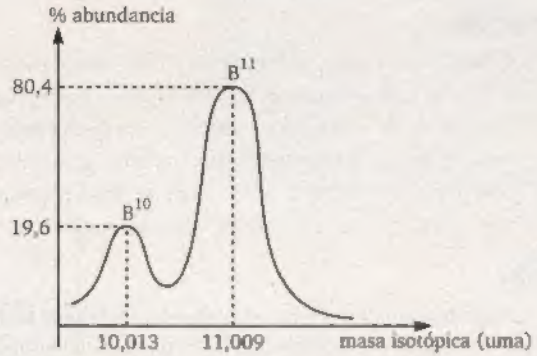
MASA ISOTÓPICA

Sabemos que los elementos químicos son una **mezcla de isótopos**, por lo tanto la masa relativa de un isótopo se denomina **masa isotópica** que es expresado en "uma" y se mide con instrumento llamado **espectrografo de masas**, que además nos indica el porcentaje de abundancia de cada isótopo.

ESQUEMA ILUSTRATIVO PARA ISÓTOPOS DEL BORO



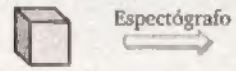
La intensidad del campo magnético provocará una desviación característica de los iones de Boro.



a. Masa atómica promedio (P. A.)

Este término expresa la masa promedio de los átomos de un elemento químico, su valor se determina a partir del promedio ponderado de las masas isotópicas de todos los isótopos que conforman un elemento.

El proceso de determinación del peso atómico de un elemento, se inicia con la identificación de los isótopos de un elemento con el "espectrógrafo de masas", consideremos el procedimiento para el elemento carbono:



isótopos	masas isotópicas (uma)	% abundancia
C - 12	12,0000	98,89
C - 13	13,0033	01,11
C - 14	.....	.....

Por lo tanto el peso atómico promedio (PA) para el elemento Carbono será:

$$PA(C) = \frac{(12,0000)98,89 + (13,0033)01,11}{100} = 12,011 = 12\,uma$$

Ecuación general para evaluar el PA de un elemento con "E" con "n" isótopos.

Isótopos de elemento E	Masa isotópica	% de abundancia
^{A_1}E	m_1	$\%_1$
^{A_2}E	m_2	$\%_2$
⋮	⋮	⋮
^{A_n}E	m_n	$\%_n$

$$PA(E) = \frac{m_1 x \%_1 + m_2 x \%_2 + ... + m_n x \%_n}{100}$$

Con fines prácticos (aproximados) en vez de utilizar la masa isotópica (m_x) se puede sustituir por el número de masa (A_x) de cada isótopo pero recuerda que el número de masa y masa isotópica son totalmente diferentes.

$$PA(E) = \frac{A_1 \times \%_1 + A_2 \times \%_2 + ... + A_n \times \%_n}{\%_1 + \%_2 + ... + \%_n}$$

Elemento	H	C	N	O	Na	S	Fe
P.A (uma)	1	12	14	16	23	32	56

b. Masa formular (MF) $MF = (\Sigma\ PA)_{uma}$

Este término expresa la masa promedio de las moléculas de una sustancia química (covalente), su valor se determina sumando los pesos atómicos de todos los átomos que forma la molécula.

H_2SO_4 $\quad \overline{M} = 2 \times 1\,uma + 32\,uma + 4 \times 16\,uma = 98\,uma$

Este término expresa la masa promedio de las unidades formulas para los compuestos iónicos (recuérdese que ellos no forman moléculas) su valor es numéricamente igual al peso molecular al igual que su calculo.

Na_2SO_4 $\quad MF = 2 \times 23\,uma + 32\,uma + 4 \times 16\,uma = 142\,uma$

$Ca_3(PO_4)_2$ $\quad MF = 3 \times 40\,uma + 2 \times 31\,uma + 8 \times 16\,uma = 310\,uma$

ALGUNAS SUSTANCIAS QUÍMICAS COMUNES

ÁTOMO	P.A.(uma)	MOLÉCULAS / UNIDADES FÓRMULA	M y P.F.(uma)
Na	23	CO_2	44
C	40	NaCl	58,5
S	32	NaOH	40
Fe	56	H_2SO_4	98
Cl	35,5	NH_3	17
N	14	Fe_2O_3	160
C	12	$CaCO_3$	100
Cu	63,5	O_3	48
Mg	24	$C_6H_{12}O_6$	180
P	31	H_3PO_4	98

MASAS DE LAS MUESTRAS QUÍMICAS

Cuando se emplea para los diferentes cálculos las muestras químicas se debe tomar en cuenta que están formadas por una cantidad enorme de átomos, iones o moléculas (depende del tipo de muestra) por lo tanto para expresar su masa se debe tener los siguientes términos:

a. Concepto de mol

La mol es un término de conteo que se utiliza para expresar las cantidades enormes de átomos, iones y moléculas principalmente en las muestras químicas, su valor indica $6{,}023 \times 10^{23}$ (número de Avogadro) partículas por cada mol presente, es la séptima unidad del Sistema Internacional

$$1\ \text{mol} = 6{,}023 \times 10^{23} = 1\ \text{NA}$$

NA: Número de Avogadro. Para fines prácticos $1\ \text{mol} = 6 \times 10^{23}$ unidades

Ejemplo: Si tenemos las muestras químicas siguientes:

- 2 moles de agua: esta muestra contiene $2(6{,}023.10^{23}) \rightarrow 1{,}2046.10^{24}$ moléculas de agua
- 5 moles de Hierro: esta muestra contiene $5(6{,}023.10^{23}) \rightarrow 5\text{NA}$ átomos de Hierro

b. Masa molar $\overline{M}$

Este termino se emplea para expresar la masa de una mol de partículas (átomos, iones y moléculas principalmente) contenidas en una muestra química, su valor se indica en la unidad gramo, de la siguiente forma:

1 mol de átomos	Masa=(PA)g → a estos se denomina comúnmente átomo gramo (At-g)
1 mol de moléculas	Masa=(M)g → a estos se denomina comúnmente molécula gramo (mol-g)

$\overline{M} = (\text{PA o MF})\text{g/mol}$

$\overline{M}\ H_2O = 18\text{g/mol}$

Significa : $1\text{mol}\ H_2O$ — pesa → 18g ; contiene → 6×10^{23} moléculas

$\overline{M}\ Ca = 40\text{g/mol}$

Significa : $1\text{mol}\ Ca$ — pesa → 40g ; contiene → 6×10^{23} moléculas

Aplicación:

1. Determinar la masa de una molécula de H_2O en gramos.

Solución : $\overline{M}\ H_2O = 18\text{g/mol}$

$1\ \text{mol}\ H_2O \rightarrow 18\ \text{g}$

6×10^{23} moléculas $\xrightarrow{\text{pesan}} 18\text{g}$

1 molécula $\xrightarrow{\text{pesará}} x$

$$x = \frac{18\text{g} \cdot \text{Molécula}}{6 \times 10^{23}\ \text{Molécula}} = 3 \times 10^{-23}\ \text{g}$$

2. ¿Cuántas moles existen en 500 g de $CaCO_3$?

Solución : $\overline{M}\ CaCO_3 = 100\text{g/mol}$

$1\ \text{mol}\ CaCO_3 \xrightarrow{\text{pesan}} 100\ \text{g}$

$x \xrightarrow{\text{pesan}} 500\ \text{g}$

$x = 5\ \text{mol}$

Número de moles "n":

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{Masa molar}} = \frac{m}{\overline{M}}$$

m: Lo que pesa la balanza

$\overline{M}$: Propio del compuesto

También : $n = \dfrac{\#\text{partículas}}{N_A}$

OBSERVACIÓN

De la definición de masa molar se puede deducir que el peso atómico y molecular también se puede expresar comúnmente con unidades de "g/mol" (unidad operacional).

ANÁLISIS CUANTITATIVO DE UN COMPUESTO QUÍMICO

Se sabe que todo compuesto químico esta constituido por átomos y/o iones, por lo tanto si se quiere conocer las cantidades de dichos componentes en el compuesto se debe tomar en cuenta las siguientes relaciones:

a. Relación molar

Se emplea para determinar la cantidad de moles (incluye el numero de partículas) de cada componente de una sustancia.

Ejemplo: Si tenemos la siguiente muestra: 5 mol de C_3H_8

5 mol de C_3H_8 su contenido de átomos será:

- $5(3) = 15$ mol de átomos de C
- $5(8) = 40$ mol de átomos de H

b. Relación ponderal

Se emplea para determinar la masa de cada componente de un compuesto, ya que la masa de este depende de las masas de sus constituyentes.

Ejemplo: Si tenemos la siguiente muestra: 10 mol de H_2O

$$10\text{ mol de } H_2O\ (m = 180g) \begin{cases} \rightarrow 20\text{ mol H} = 20(1g) = 20g \\ \rightarrow 10\text{ mol O} = 10(16g) = 160g \end{cases}$$

c. Relación porcentual o composición centesimal

A esto se denomina también composición centesimal (CC) expresa el porcentaje en masa de cada componente en el compuesto.

Su valor se determina a partir de la parte en masa de cada componente de un compuesto multiplicado por 100.

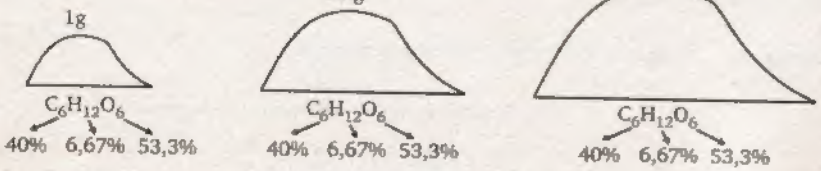
Sea el compuesto; $A_x B_y$

$$\%A = \frac{x\ P.A(A)}{M\ A_xB_y} \times 100 \qquad \%B = \frac{y\ P.A(B)}{M\ A_xB_y} \times 100$$

Ejemplo: Para la glucosa ($C_6H_{12}O_6$; $\overline{M} = 180$) su composición centesimal será:
DATO: PA (C = 12; H = 1; O = 16)

- $\%C = \frac{6\ P.A(C)}{\overline{M}} \times 100 = \left(\frac{72}{180}\right)100 = 40$
- $\%H = \frac{12\ P.A(H)}{\overline{M}} \times 100 = \left(\frac{12}{180}\right)100 = 6,67$
- $\%O = \frac{6P.A(O)}{\overline{M}} \times 100 = \left(\frac{96}{180}\right)100 = 53,33$

NOTA



La composición centesimal no depende de la masa analizada

MASAS DE LAS MUESTRAS QUÍMICAS

Se observa de los ejemplos anteriores que es necesario el conocimiento de las formulas químicas para su solución, ya que de esta forma se puede emplear los términos indicados anteriormente (pesos atómicos, moleculares, masa molar, etc), en esta parte se indica procedimientos para reconstruir la formula de un compuesto de forma cuantitativa. Por lo general un compuesto se puede expresar a partir de las siguientes formulas:

a. Fórmula empirica (FE)

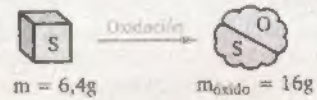
Denominado también formula mínima o simplificada, ya que nos indica la mínima relación entera de los átomos que constituyen el compuesto, se determina a partir de la composición centesimal.

La fórmula empirica se determina a parir de los pasos siguientes:

- Se halla el número de moles de cada elemento del compuesto, esto a partir de datos de masa o porcentaje en masa (en algunos casos a partir de datos de reacciones químicas).
- Se halla la mínima relación entera entre el número de moles de cada elemento, dichos valores corresponden a los subíndices de cada átomo en la fórmula empírica.

Ejemplo 1: Se tiene 6,4g de Azufre elemental por calentamiento forma un óxido cuya masa es de 16g. Hallar la fórmula empírica de dicho óxido.
DATO: PA(uma) : (S = 32; O = 16)

Solución: Sea la fórmula empírica: S_xO_y se debe tomar en cuenta que la masa del óxido será igual a la suma de las masas de sus componentes en este caso el S y O por lo tanto tenemos:



		S	O
1	Hallar la masa de c/u	6,4g	9,6g
2	$n_{Átomo} = \frac{m}{PA}$	$\frac{6,4}{32}$	$\frac{9,6}{16}$
3	Divide entre el menor	$\frac{0,2}{0,2}$	$\frac{0,6}{0,2}$
		x = 1	y = 3

Que la mínima relación de números enteros para los números de moles hallados es 1 para el "S" y 3 para el "O".

Por lo tanto la fórmula empírica será: SO_3

Ejemplo 2: Se tiene cierto compuesto orgánico ternario cuya composición centesimal es: 52,2% de Carbono, 13% de Hidrógeno y el resto de Oxigeno. Hallar su fórmula empírica.
DATO: P.A.(uma) : (C = 12; H = 1; O = 16)

Solución: Sea la fórmula empírica $C_xH_yO_z$.

Los datos de porcentajes indicados lo debemos transformar a masa por lo tanto asumimos 100g de muestra con la cual tenemos:

		C	H	O
1	Hallar la masa de c/u	52,2g	13g	34,8g
2	$n_{Átomo} = \frac{m}{PA}$	$\frac{52,2}{12}$	$\frac{13}{1}$	$\frac{34,8}{16}$
3	Divide entre el menor	$\frac{4,4}{2,2}$	$\frac{13}{2,2}$	$\frac{2,2}{2,2}$
		2	6	1

Por lo tanto la óormula empírica será: C_2H_6O

b. Fórmula molecular (FM)

Denominada también formula verdadera, ya que nos indica la cantidad real de átomos que constituyen el compuesto, se determina a partir de la fórmula empírica, esto por comparación de pesos moleculares (o tomando en cuenta la atomicidad).

Se cumple:

$$\text{F. Molecular} = K(\text{F. Empírica}) \qquad K = \frac{\overline{M}\ \text{F. Molecular}}{\overline{M}\ \text{F. Empírica}}$$

Donde: $K = 1, 2, 3, 4, ...$

SUSTANCIA	F. MOLECULAR	K	F. EMPÍRICA
Glucosa	$C_6H_2O_6$	6	CH_2O
Peróxido de sodio	Na_2O_2	2	NaO
Agua	H_2O	1	H_2O

Ejemplo: Se tiene un compuesto orgánico ternario cuya composición centesimal es: 40% de Carbono, 6,62% de Hidrógeno y el resto Oxigeno. Hallar su fórmula verdadera, si su peso molecular es 180.

Solución: Asumimos 100g de muestra con lo cual los datos de masa para cada componente será:

$$C : m_C = 40g \quad ..... \#\,moles = \frac{40g}{12g/mol} = 3,33mol ..... \frac{3,33mol}{3,33mol} = 1$$

$$H : m_H = 6,62g \quad ..... \#\,moles = \frac{6,62g}{1g/mol} = 6,62mol ..... \frac{6,62mol}{3,33mol} = 2$$

$$O : m_O = 53,38g \quad ..... \#\,moles = \frac{53,38g}{16g/mol} = 3,33mol ..... \frac{3,33mol}{3,33mol} = 1$$

En este caso la relación de números enteros se puede deducir fácilmente como: 1 para el "C", 2 para el "H" y 1 para el "O"

Por lo tanto la fórmula empírica será: CH_2O cuyo peso molecular es ($\overline{M} = 30$)

Pero la fórmula verdadera posee un peso molecular de 180.

Calculando K:

$$K = \frac{\overline{M}\ FM}{MFE} \rightarrow K = \frac{180}{30} \rightarrow K = 6$$

Esto quiere decir que la formula real será:

$$\text{F. Molecular} = 6(\text{F. Empírica})$$

F. Molecular = $6(CH_2O)$

F. Molecular = $C_6H_{12}O_6$

FONDO EDITORIAL RODO

CÁLCULOS QUÍMICOS

CONCEPTOS

UNIDAD DE MASA ATÓMICA

Se define como la doceava parte del Carbono 12

$$1\ \text{uma} = \frac{1}{12}C^{12}$$

PESO ATÓMICO

Es el promedio ponderado de la masa de los isótopos de un elemento.

PA (O) = 16

PA (Cl) = 35,5

PA (H) = 1

MOL

Indica la cantidad de sustancia que existe en un cuerpo másico.

$1\ \text{mol} = NA = 6{,}022 \times 10^{23}$

ANÁLISIS

MASA MOLAR (M)

Indica la masa de una mol de sustancia

$\overline{M}$ = (PA o PF) g/mol

ANÁLISIS CUANTITATIVO

* Por unidad fórmula.

Unidad Fórmula Al_2O_3

- 2 átomos(Al)
- 3 átomos(O)

5 átomos

* Por mol.

1 mol Al_2O_3

- 2 mol Al ≈ $2(6\times10^{23}$ átomos Al) = 54 g
- 3 mol O ≈ $3(6\times10^{23}$ átomos O) = 48 g

102 g/mol

FÓRMULA EMPÍRICA

Mínima relación entre los átomos en una fórmula.

FÓRMULA MOLECULAR

Indica la cantidad real de átomos por fórmula.

$$\overline{M}_{FM} = K\,\overline{M}_{FE}$$

FONDO EDITORIAL RODO

PROBLEMAS RESUELTOS

1. Respecto al átomo patrón, indique las proposiciones incorrectas.
   I. En la actualidad, es el carbono-14
   II. Su masa es de 12 uma.
   III. Permite determinar la masa de los demás átomos.

   A) I y III B) I, II y III C) Solo I
   D) Solo III E) II y III

2. Si 10 moléculas de agua tienen la misma masa que 3 moléculas $C_xH_4O_x$, ¿Cuál es la atomicidad del compuesto $C_{2x}H_{4x}$?.
   PA(uma): H=1; C=12; O=16

   A) 12 B) 18 C) 24
   D) 16 E) 6

3. El peso fórmula de la glucosa, $C_x(H_2O)_x$, es 180 uma. Calcule la masa del carbono en una molécula de glucosa.
   PA (uma): H=1; C=12; O=16

   A) 36 uma B) 108 uma C) 12 uma
   D) 60 uma E) 72 uma

4. Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones.
   I. El peso fórmula de los compuestos moleculares también es conocido como peso molecular.
   II. La masa molecular del dióxido de carbono es 44g.
   III. La masa de una unidad fórmula de de CaO es 56 uma.
   PA (uma): C=12; O=16; Ca=16

   A) VVV B) VFV C) VVF
   D) FFV E) VFF

5. Calcule la masa, en gramos, de 60 moléculas de metanol, CH_3OH.

   A) $3{,}2\times10^{-22}$ B) $3{,}2\times10^{-20}$
   C) $1{,}6\times10^{-21}$
   D) $3{,}2\times10^{-21}$ E) $1{,}9\times10^{-21}$

6. Un compuesto tiene como fórmula $CH_3\text{-}(CH_2)_n\text{-}CH_3$.
   Si su masa molecular es 282 uma, indique su atomicidad.

   A) 56 B) 58 C) 64
   D) 66 E) 62

7. Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones.
   I. El peso atómico es el promedio ponderado.
   II. Una uma es la doceava parte de la masa del átomo patrón.
   III. En un mol de plata hay la misma cantidad de átomos que en un mol de cobalto.

   A) VFV B) VVV C) VVF
   D) FVF E) VFF

8. Identifique cuál es la muestra que contiene el mayor número de átomos.

   A) 10 moles de Fe
   B) 15 moles de Ar
   C) 18 moles de Pt
   D) 5 moles de NH_3
   E) 8 moles de O_2

E&M

9. ¿Cuántas moléculas existen en 189g de agua destilada?

$N_A = 6 \times 10^{23}$

A) $2,5 \times 10^{22}$ B) 3×10^{23}
C) $6,3 \times 10^{24}$
D) $7,6 \times 10^{23}$ E) $8,3 \times 10^{22}$

10. Si en el platillo de una balanza se tiene 5,1 mol de óxido de calcio (CaO), ¿cuántas moles de óxido de aluminio (Al_2O_3) se necesita colocar en el otro platillo para que la balanza esté en equilibrio?
PA(uma): Ca=40; O=16; Al=27

A) 2,65 B) 3,25 C) 1,85
D) 2,80 E) 3,65

11. Determine la masa de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) que contiene la misma cantidad de moléculas que 240g de anhidrido sulfúrico (So_3).
PA(uma): C=12; O=16; S=32

A) 14g B) 200g C) 450g
D) 540g E) 180g

12. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda.
I. Los pesos atómicos y pesos moleculares son cantidades relativas.
II. La uma es una unidad apropiada para expresar la masa de átomos y moléculas.
III. El C-14 no es el átomo patrón para definir lauma.

A) VFV B) FVV C) FFV
D) VVV E) FVF

13. El peso fórmula del compuesto X_2O_3 es 160 uma. Calcule el peso fórmula del compuesto XO.

A) 72 B) 62 C) 52
D) 42 E) 32

14. Con relación al etano C_2H_6, indique las proposiciones incorrectas.

$N_A = 6 \times 10^{23}$

I. Una molécula pesa 5×10^{-23} g.
II. Una molécula contiene 8 átomos.
III. Una mol de moléculas pesa 30 uma.

A) I y II B) II y III
C) Solo II
D) Solo I E) Solo III

15. La fórmula de la herrumbe se puede representar como Fe_2O_3. ¿Cuántas unidades fórmulas están presentes en 8g del compuesto?
PA(uma): Fe=56; O=16
N_A: número de Avogrado

A) $0,3\,N_A$ B) $0,5\,N_A$
C) $0,4\,N_A$
D) $0,04\,N_A$ E) $0,05\,N_A$

16. En un balón se han introducido 4g de gas hidrógeno H_2 y 16g de oxígeno O_2. Halle el número de moléculas en el balón.
N_A = número de Avogadro

A) $20\,N_A$ B) $10\,N_A$ C) $4\,N_A$
D) $0,5\,N_A$ E) $2,5\,N_A$

17. ¿Cuántas unidades fórmulas están contenidas en 50g de una piedra cal ($CaCO_3$) con 20% de impurezas?
N_A = número de Avogadro

A) $0,1\,N_A$ B) $0,2\,N_A$ C) $0,3\,N_A$
D) $0,4\,N_A$ E) $0,05\,N_A$

18. ¿Cuántos gramos de CO_2 se requiere para que contenga la misma cantidad de moléculas que 36g de agua?
PA(uma): C=12; O=16

A) 48 B) 56 C) 68
D) 88 E) 100

19. Se tiene 0,34g de PH_3. Indique cuántos de P se obtienen a partir de dicha muestra.
PA(P) = 31 uma

A) 0,31g B) 0,32g C) 0,33g
D) 0,35g E) 0,34g

20. Indique la verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:
I. Para expresar la masa de átomos, moléculas, protones, electrones, etc., se suele usar la unidad de masa atómica.
II. La masa atómica es numéricamente igual al número de masa de un átomo.
III. La masa molecular del H_2SO_4 es igual a la del H_3PO_4.
PA(uma): P=31; O=16; H=1

A) VVV B) VFV C) FVV
D) FFV E) VFF

21. Un tipo de azúcar posee como fórmula $C_n(H_2O)_n$. Si su peso molecular es 180 uma, halle la masa molar del yeso cuya fórmula es $CaSO_4 \cdot \frac{n}{3}HO_2$
PA(uma): C = 12; O = 16; Ca = 40; S = 32; H = 1

A) 136 B) 172 C) 68
D) 180 E) 86

22. ¿Cuántos gramos pesan $3,6 \times 10^{23}$ átomos de azufre?
PA(S) = 32 uma

A) 8,5 B) 38,4 C) 19,2
D) 17 E) 9,6

23. En una balanza se colocan 5 moles de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en uno de los platillos. ¿Cuántas moles de $CaCo_3$ se debe colocar en el otro platillo para equilibrar la balanza?
PA(uma): C=12; O=16; Ca=40

A) 68,5 B) 34,2 C) 8,6
D) 4,3 E) 17,1

24. ¿Cuántos átomos en total se tendrá en 0,5 kg de carbonato de calcio ($CaCO_3$)?
PA(uma): Ca=40; C=12; O=16
N_A = Número de Avogadro

A) $13\,N_A$ B) $5\,N_A$ C) $12\,N_A$
D) $25\,N_A$ E) $36\,N_A$

25. Por análisis de una muestra de $Ca_3(PO_4)_2$, se sabe que hay 0,6 moles de calcio. ¿Cuántos gramos de fósforo estarán contenidos en dicha muestra?
PA(uma): Ca=40; P=31; O=16

A) 10,5 B) 12,4 C) 3,1
D) 2,48 E) 6,2

26. Determine la cantidad de átomos de oxígeno que hay en 5,72g de $Na_2CO_3.10H_2O$.
PA(uma): Na=23;C=12;O=16; H=1
NA = 6×10^{23}

A) $3,12\times10^{23}$ B) $1,24\times10^{22}$
C) $7,8\times10^{22}$
D) $3,9\times10^{23}$ E) $1,56\times10^{23}$

27. ¿Cuántos gramos pesa una molécula de glucosa ($C_6H_{12}O_6$)?
Dato
Masa molar ($C_6H_{12}O_6$) =180g/mol

A) 4×10^{22} B) 3×10^{23}
C) 4×10^{23}
D) 3×10^{22} E) 8×10^{23}

28. A partir de 800 kg de mineral caliza ($CaCO_3$), con 25% impurezas, ¿qué masa de carbono se obtendrá en kg?
PA(uma) Ca=40; C=12; O=16

A) 72 B) 68 C) 82
D) 96 E) 78

29. Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) respecto a las siguientes proposiciones:
I. La masa de átomos, moléculas e iones se expresa en uma.
II. La unidad de masa atómica es la masa promedio de los isótopos del carbono (C-12, C-13 y C-14).
III. El peso atómico representa la masa en gramos de un átomo.

A) VVF B) FVF C) VFF
D) VFV E) VVV

30. El peso molecular de un hidrato de carbono $C_{12}(H_2O)_x$ es 342 uma. Calcule el valor de x
PA(uma): C=12; O=16

A) 6 B) 7 C) 10
D) 11 E) 12

31. Determine la masa de un átomo de magnesio y de dos átomos de oxígeno, respectivamente.
PA(uma). Mg=24; O=16

A) 3×10^{-23}g, $4,82\times10^{-23}$g
B) 4×10^{-23}g; $5,33\times10^{-23}$g
C) 3×10^{22}g; $2,41\times10^{-22}$g
D) 4×10^{-23}g; $2,66\times10^{-23}$g
E) 2×10^{-21}g; $3,2\times10^{-21}$g

32. El vinagre es una mezcla de ácido acético ($CH_3.COOH$) y agua, en la que el ácido representa el 3% en masa. En 200g de vinagre, determine el número de moléculas del ácido.
PA(uma): C=12, O=16

A) $1,2\times10^{22}$ B) $1,2\times10^{23}$
C) 6×10^{23}
D) 6×10^{22} E) $1,2\times10^{21}$

33. El sulfato de aluminuo, Al2(SO4)3 es una sal muy utilizada en la potabilización del agua. Si se tiene 0,2 mol de dicha sal, indique las proposiciones correctas.
I. Hay 68,4 g de dicha sal.
II. Posee 2,4 mol de átomos de aluminio
III. Presenta 2,4 mol$\times10^{24}$ átomos de azufre.
PA(uma) Al=27; S=32; O=16

A) Solo I B) Solo II
C) I y II
D) I y III E) II y III

34. Una muestra de huesos contiene 60% de $Ca_3(PO_4)_2$. Si su masa es de 2 kg, calcule el número de moles de calcio y de fósforo, respectivamente.
Masa molar (g/mol)
Ca=40, P=31, O=16

A) 11,61 y 7,74 B) 8,42 y 5,41
C) 6,32 y 2,82
D) 7,5 y 5,0 E) 12,4 y 8,2

35. ¿Qué masa de $Ca(HSO_4)_2$ contiene la misma masa de azufre que 34,2 kg de $Al_2(SO_4)_3$?
PA(uma):
Ca=40; S=32; Al=27; O=16

A) 23,4 kg B) 48,8 kg
C) 70,2 kg
D) 35,1 kg E) 41,2 kg

36. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son verdaderas con respecto a 31,8g de gas mostaza $(ClCH_2CH_2)_2S$?
I. La masa de cloro es 7,1 g.
II. Hay 0,8 moles de carbono.
III. El número de átomos de azufre es $1,2\times10^{23}$.
PA(uma). C=12; S=32, H=1, Cl=35,5

A) Solo I B) I y II
C) Solo II
D) II y III E) I, II y III

37. En una planta de obtención de níquel se trató una tonelada de óxido de níquel (Ni) convirtiendose solo 83,6% en níquel metálico, el resto del óxido no llegó a descomponerse, ¿Cuántos kilogramos de níquel contiene la cantidad de óxido no descompuesto?
PA(uma) Ni 58 O 16

A) 29 B) 58 C) 116
D) 232 E) 591

38. ¿Cuál es el porcentaje de pureza de una muestra de 978g que contiene al complejo $[Mn(H_2O)_6]^{3+}$, si partir de él se forman 630 g de $MnCl_2$?

A) 20,83% B) 41,67% C) 88,33%
D) 83,33% E) 80,33%

39. Se tiene el compuesto XN_3O_9, donde el porcentaje en masa de nitrógeno es 17,647%. Identifique el elemento X.
PA(uma): N=14; O=16; Fe=56; Cr=52; Co=59; Zn=65, Mn=55

A) Cr B) Mn C) Fe
D) Co E) Zn

40. Se investiga la estructura molecular de un ácido orgánico que contiene C, H y O. Si 1,37g de este ácido por oxidación enérgica produce 2,01g de CO_2 y 0,821 de H_2O, determine su fórmula empírica.

A) C_2H_5O B) CH_2O C) CH_2O_2
D) CHO E) C_2H_4O

41. Se queman completamente 0,42 g de un hidrocarburo gaseoso. Si se obtiene 1,32 g de dióxido de carbono y cierta cantidad de agua, determine la fórmula molecular de dicho hidrocarburo. Si su peso molecular está comprendido entre 60 y 80 uma

A) C_3H_6 B) C_4H_6 C) C_2H_4
D) C_5H_{10} E) C_8H_{12}

42. Un compuesto cuya masa molecular de su fórmula empírica es 177 uma tiene la fórmula C_xH_yBrO. Si el análisis de una muestra del compuesto indica que contiene una masa de carbono que es 8 veces la masa del elemento más liviano, calcule la atomicidad de dicho compuesto.
PA(uma): C=12 Br=80; O=16

A) 16 B) 17 C) 18
D) 12 E) 14

43. Indique verdadero (V) o falso(F) según corresponda a las siguientes proposiciones.
I. A partir de 20 moles de HNO_3 se obtiene 30 moles de O_2.
II. En 2 moles de $C_{12}H_{22}O_{11}$ se tienen 24 átomos de carbono
III. 5 moles de N_2 contiene igual número de átomos que 2,5 moles de P_4

A) VFF B) VFV C) VVV
D) FFV E) FVF

44. Indique la masa de aluminio que se puede extraer a partir de una muestra de 204 g con 75% de óxido de aluminio (Al_2O_3).
PA(uma): Al=27; O=16

A) 81 g B) 83 g C) 85 g
D) 87 g E) 92 g

45. Se cuenta con 0,9 kg de glucosa ($C_6H_{12}O_6$). Determine el número de moles totales de átomos presentes en la muestra
PA(uma): C=12, H=1, O=16

A) 60 B) 90 C) 120
D) 150 E) 240

46. Un elemento metálico X cuya masa es de 7,8 g fue convertido en 10,2 g de XO puro. Indique la masa atómica de X. PA(O) = 16 uma

A) 52 uma B) 55 uma C) 59 uma
D) 56 uma E) 63,5 uma

47 Determine la masa de sulfato férrico $Fe_2(SO_4)_3$, que se requiere para producir 419,4 g de $BaSO_4$
PA(uma): Fe=56; Ba=137; S=32; O=16

A) 240 g B) 295 g C) 326 g
D) 432 g E) 480 g

48. Halle la composición centesimal de 3,92 kg de ácido fosfórico (H_3PO_4).
PA(uma): H=1; P=31; O=16

A) 3,57% H; 33,71% P; 62,72% O
B) 2,28% H; 28,99% P; 68,73% O
C) 3,06% H; 31,63% P; 65,31% O
D) 2,95% H; 29,82% P; 67,23% O
E) 3,26% H; 33,15% P; 63,59% O

49. Se tiene 750 g de un mineral de $CaCO_3$ que presenta 20% de impurezas. A partir de dicha muestra, determine la masa, en gramos, que se puede obtener de CaO como máximo.
PA(uma): Ca=40; C=12; O=16

A) 280 B) 324 C) 336
D) 380 E) 423

50. Determine la fórmula empírica de un anhídrido, si se sabe que la masa de oxígeno representa el 60% y el resto es de azufre.
PA(uma): S=32; O=16

A) SO B) SO_2 C) S_2O
D) SO_3 E) S_2O_3

51. La composición centesimal de un compuesto orgánico ternario es C=54,55%; H=9,09% y O=36,36%. Si el peso molecular se encuentra entre 80 y 90 uma, determine la fórmula real del compuesto.

A) $C_4H_6O_2$ B) $C_4H_8O_2$ C) C_5H_8O
D) $C_3H_5O_3$ E) $C_4H_4O_2$

52. ¿Qué masa de CO_2 se debe tener para que posea la misma cantidad de moléculas que 90 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$)?
PA(uma): C=12; O=16; H=1

A) 30 g B) 22 g C) 25 g
D) 20 g E) 24 g

53. Si se tienen 5 moles de carburo de calcio (CaC_2), ¿cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?
I. Contiene 320 g de CaC_2.
II. Posee 3×10^{24} átomos de carbono.
III. Presenta 200 g de calcio.
PA(uma): Ca=40, C=12

A) Solo I B) I y II C) I y III
D) II y II E) I, II y III

54. ¿Qué masa de plomo en toneladas métricas (Tm) se puede extraer como máximo a partir de 4,78 Tm de un mineral que contiene 25% en masa de PbO_2?
PA(uma): Pb=207; O=16

A) 2,70 B) 1,035 C) 2,07
D) 4,25 E) 3,25

E&M

55. Una muestra de 32 g de un mineral contiene 16 g de $CaBr_2$. ¿Cuál es el porcentaje de calcio en el mineral?
PA(uma) Ca=40; Br=80

A) 5% B) 10% C) 20%
D) 15% E) 18%

56. La fórmula empírica de un compuesto orgánico es CH_2O. Si su masa molar está comprendida entre 50 y 70 g/mol, su fórmula molecular es.

A) $C_5H_{10}O_5$ B) $C_3H_6O_3$
C) $C_4H_8O_4$
D) $C_2H_4O_2$ E) $C_6H_{12}O_6$

57. Si la composición centesimal de un hidrocarburo es 18,19% H y 81,81% C, determine su atomicidad si $1,2\times10^{24}$ moléculas pesan 88 g.
PA(uma): C=12, H=1

A) 5 B) 8 C) 9
D) 11 E) 14

58. Una botella de pisco de 750 ml contiene 40° en volumen de alcohol etílico, C_2H_5OH. Calcule el número de moléculas de alcohol etílico presentes en la botella. Densidad del alcohol etílico = 0,8g/ml
Masa molar (g/mol).
H=1; C=12; O=16

A) $4,26\times10^{24}$ B) $3,13\times10^{24}$
C) $5,39\times10^{24}$
D) $3,56\times10^{24}$ E) $6,26\times10^{24}$

59. A un vaso de precipitado que contiene 200 g de una mezcla constituida por agua y $Pb(NO_3)_2$ se le adiciona suficiente cantidad de NaCl. Si se han producido 69,15 g de un precipitado de PbI_2, calcule el porcentaje en masa de nitrato de plomo ($Pb(NO_3)_2$) que había en la mezcla inicial
Masa molar(g/mol)
$Pb(NO_3)_2$=331; $PbCl_2$=461

A) 15,6% B) 28,4% C) 24,8%
D) 30,2% E) 12,8%

60. Una plancha de acero al 98,5% en peso de hierro experimenta corrosión atmosférica, de modo que se transforma por completo en herrumbe, $Fe_2O_3.3H_2O$. Calcule la masa de la plancha de acero si la masa de herrumbe es 843,16 g
Masa molar (g/mol): Fe=56; O=16; H=1

A) 448 g B) 224 g C) 112 g
D) 560 g E) 476 g

61. A determinadas condiciones de presión y temperatura, 6,55 g de xenón reacciona con fluór gaseoso. Si la masa del compuesto formado es 8,45 g, halle su fórmula empírica de
Masa molar (g/mol):
Xe=131; F=19

A) XeF_4 B) XeF C) Xe_2F
D) XeF_2 E) Xe_2F_3

62. Un hidrocarburo aromático contiene 90,57% en peso de carbono. Si la masa molecular del hidrocarburo está comprendida entre 80 y 150 uma, determine su fórmula molecular.

A) C_8H_8 B) C_8H_{10} C) C_6H_{10}
D) C_6H_6 E) C_8H_{12}

63. Un anillo de oro, Au, tiene una masa de 3,94 g. Determine el número de átomos de Au presentes.
PA(Au) = 197 uma

A) $1,2\times10^{21}$ B) $2,4\times10^{22}$
C) $1,2\times10^{22}$
D) $1,2\times10^{20}$ E) $2,4\times10^{21}$

64. ¿Cuántos átomos de hierro pueden obtenerse de 4,8 kg de Fe_2O_3 que tiene una pureza del 80%?
PA(uma): Fe=56; O=16

A) $1,2\times10^{25}$ B) $2,9\times10^{25}$
C) $5,4\times10^{25}$
D) $3,6\times10^{24}$ E) $2,2\times10^{25}$

65. Al combinarse 21 g de nitrógeno con sodio se formó 32,5 g de azida. Calcule la fórmula empírica de la azida.
PA(uma): N=14; Na=23

A) Na_2N_2 B) NaN_5 C) Na_2N_3
D) Na_2N_5 E) NaN_3

66. Uno o más átomos de hidrógeno del benceno, C_6H_6, pueden ser sustituidos por átomos de cloro mediante reacciones químicas apropiadas. Determine la fórmula molecular de un compuesto que resulta de la reacción entre el benceno y cloro si se encuentra que contiene 48,3% de cloro.
PA(uma): H=1; C=12; Cl=35,5

A) C_6H_5Cl B) $C_6H_3Cl_3$ C) $C_6H_4Cl_2$
D) $C_6H_2Cl_4$ E) C_6HCl_5

67. Cuando 5,04 g de un carbonato metálico, MCO_3, se descompone por completo, genera 2,40 g de óxido, MO. Calcule el peso atómico del metal M. PA(uma): C=12, O=16

A) 65 B) 40 C) 39
D) 56 E) 24

68. Si el peso molecular de EO_2 es 64. ¿Cuántos átomos de E contiene 68 g de H_2E?

A) 6×10^{23} B) 3×10^{23} C) 18×10^{23}
D) 12×10^{23} E) 21×10^{23}

69. Una mezcla de Fe_2O_3 y Cu_2O contiene 8 moles de unidad fórmula y 34 moles de átomos. Calcular el peso de Fe_2O_3 en la mezcla.
P.A.(Fe=56; O=16; Cu=63,5)

A) 160 g B) 320 g C) 640 g
D) 750 g E) 800 g

E&M

70. ¿Qué masa de nitrógeno molecular contiene la misma cantidad de átomos que 4 g de hidrógeno molecular

A) 28 g B) 14 g C) 56 g
D) 112 g E) 4 g

71. Si el peso molecular de un compuesto binario XY es 36, además el peso atómico de Y es el doble de X, calcule la masa de 10 mol de Y.

A) 120 g B) 360 g C) 420 g
D) 24 g E) 240 g

72. De las siguientes masas, ¿cuál presenta mayor cantidad de átomos? M.A.: Ca=40, O=16, Ne=20; H=1

A) 20 g(O_2) B) 18 g(N_2) C) 16 g(H_2)
D) 30 g(Ca) E) 14 g(Ne)

73. En el análisis de una muestra se encontró 10 g de calcio y 48 g de magnesio, ¿cuántas moles de átomos totales están en la muestra?

A) 2,5 B) 1,25 C) 3,25
D) 4, 25 E) 2,25

74. En un recipiente existen 3×10^{23} moléculas de oxígeno y 12×10^{23} moléculas de nitrógeno. Determine la masa de la mezcla contenida dentro del recipiente. M.A.: O=16; N=14

A) 36 g B) 50 g C) 27 g
D) 72 g E) 82 g

75. De las siguientes muestras, ¿cuál contiene mayor masa de oxígeno

A) 2 mol CO_2
B) 6×10^{23} moléculas O_3
C) 0,5 mol de $CaCO_3$
D) 12×10^{22} moléculas Cl_2O_5
E) 180 g de H_2O

76. Una muestra contiene 20 mol de N_2O_3, ¿cuántos mol de oxígeno están contenidos?

A) 20 B) 50 C) 100
D) 140 E) 60

77 Durante la combustión de un hidrocarburo se forman 3 mol de vapor de agua y 12×10^{23} moléculas de CO_2. ¿Calcule la masa de oxígeno que contienen dichas sustancias?

A) 64 g B) 224 g C) 200 g
D) 80 g E) 112 g

78. Por análisis de carbonato de calcio $CaCO_3$ al 80% se encontró que contenía 80 g de calcio. Calcule la masa de la muestra inicial.

A) 200 g B) 160 g C) 250 g
D) 300 g E) 80 g

79. Durante un proceso electrolítico se forma 12×10^{23} moléculas de oxígeno Calcule la masa de agua que se consume durante el proceso.

A) 18 g B) 36 g C) 54 g
D) 72 g E) 80 g

80. Si de la combustión completa del gas propano se obtiene 8 g de CO_2 por minuto, ¿qué masa de carbono se libera luego de 11 minutos?

A) 88 g B) 64 g C) 24 g
D) 8 g E) 16 g

81. 250 g de mineral contiene 80% en peso de carbonato de calcio ($CaCO_3$), calcule la masa de cal viva (CaO) que puede producirse.

A) 250 g B) 140 g C) 100 g
D) 112 g E) 200 g

82. De las siguientes proposiciones, ¿que alternativa contiene mayor cantidad de masa?

A) 12×10^{23} átomos de oxígeno
B) 6×10^{23} moléculas de CO
C) 0,5 mol de H_2O
D) 3 mol de nitrógeno
E) 8 mol de hidrógeno

83. Si el peso molecular de XO es 56 y el peso molecular de YO_2 es 44, calcule el peso de 2 mol de XYO_3.

A) 100 g B) 50 g C) 200 g
D) 150 g E) 300 g

84. Una mezcla gaseosa está compuesta de 2 mol de CO_2 y 3×10^{23} moléculas de CO. Calcule la masa de la mezcla.

A) 44 g B) 72 g C) 116 g
D) 102 g E) 120 g

85. Calcule la masa de oxígeno, que contiene la misma cantidad de átomos que 42 g de nitrógeno.
P.A. (O=16, N=14) uma

A) 42 g B) 38 g C) 24 g
D) 32 g E) 48 g

86. Si 2 mol de EO pesan 60 g; calcule el peso de 0,5 mol de E_2

A) 28 g B) 56 g C) 14 g
D) 20 g E) 60 g

87. En un recipiente de 300 m^3 se encontró 64 g de oxígeno molecular, calcule la cantidad de átomos de oxigeno.

A) 12×10^{23} B) 6×10^{24}
C) 12×10^{24}
D) 24×10^{23} E) $2,4\times10^{23}$

88. Un balón contiene 2 mol de XH equivalente a 40 g. Determine la masa de 0,5 mol de X_2 gaseoso.

A) 19 g B) 38,5 g C) 30 g
D) 60 g E) 28,5 g

89. ¿Qué masa de gas está contenida en 0,25 mol de gas propano?

A) 25 g B) 0,4 g C) 11 g
D) 22 g E) 44 g

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

90. De la combustión completa de un hidrocarburo se libera 17,6 g de dióxido de carbono, ¿qué cantidad de átomos de oxígeno está contenida en dicha masa?

A) 24×10^{23} B) 48×10^{23} C) $4,8\times10^{23}$
D) 12×10^{23} E) $3,6\times10^{23}$

91. Se quema cierto hidrocarburo C_xH_y en presencia de oxígeno y se obtienen como únicos productos CO_2 y H_2O en la proporción 1,955/1,000. Determine la fórmula empírica del hidrocarburo
PA(uma): C=12; H=1; O=16

A) C_2H_4 B) CH_4 C) C_3H_5
D) C_3H_3 E) C_2H_3

92. La combustión de 1,49g de una sustancia orgánica formada por C, H y O produce 3,54g de CO_2 y 1,81g de H_2O. Si la densidad del vapor de la sustancia con respecto al $N_{2(g)}$ a la misma presión y temperatura es 2,64, determine la fórmula molecular de la sustancia
PA(uma): C=12; H=1, P=16

A) $C_4H_5O_2$ B) $C_3H_9O_3$ C) $C_4H_{10}O_2$
D) C_6H_3O E) $C_4H_{10}O$

93. Determine la fórmula empírica de un hidrocarburo si se conoce que la combustión completa de 1,2 g de dicho compuesto producen 3,3 g de dióxido de carbono $CO_{2(g)}$.
Masa atómicas (uma):
H=1, C=12; O = 16

A) CH_4 B) CH_3 C) CH
D) CH_2 E) C_3H_9

94. Determine la fórmula molecular de la vitamina C, si se conoce que su masa molar es 176 y tiene la siguiente composición porcentual en masa. C=40,90%, H=4,55% y O= 54,55%.
Masas atómicas. H=1; C=12; O=16

A) $C_3H_4O_3$ B) $C_5H_4O_7$
C) $C_6H_8O_6$
D) $C_7H_9O_5$ E) $C_7H_{12}O_5$

95. Un compuesto contiene 21,3% de Potasio, 51,6% de Osmio, 26,1 de Oxígeno y 1,1% de Hidrógeno. ¿Cuál es la fórmula más simple?.
P.A.(uma):
K=39; Os=190; O=16; H=1,0

A) $KOsO_3H_3$ B) $KOs_2O_2H_4$
C) $K_3OsO_6H_4$
D) $K_2Os_3O_4H_6$ E) $K_2OsO_4H_6$

FONDO EDITORIAL RODO

96. Cuando se queman 1,14 kg de octano, C_8H_{18} con una determinada cantidad de aire, se obtiene un producto de combustión cuya composición en volumen es CO_2 41,18%, CO=5,8% y H_2O=52,94%. ¿Cuál será el peso del aire requerido en kg. sabiendo que está compuesto de 21% de O_2 y 79% de N_2 en volumen y que su peso molecular promedio es 28,8%?
PA (uma): C=12; H=1; N=14; O=16

A) 9,0 B) 0,164 C) 12,5
D) 45,1 E) 12,0

97. Identifique el compuesto orgánico que produce 8,8 g de dióxido de carbono y 5,4 g de agua cuando se queman 4,6 g de dicho compuesto
Masas atómicas: H=1; C=12, O=16

A) H–COOH ácido fórmico
B) CH_3OCH_3 éter dimetílico
C) $CH_3C(=O)H$ acetaldehído
D) $CH_3CH_2CH_2OH$ n-propanol
E) HCHO formaldehído

98. Uno o más átomos de hidrógeno del benceno C_6H_6, pueden ser sustituidos por átomos de cloro mediante reacciones químicas apropiadas. Determine la fórmula molecular de un compuesto que resulta de tal reacción, si se encuentra que contiene 48.2% de cloro

A) C_6H_5Cl B) $C_4H_3Cl_3$
C) $C_6H_4Cl_2$
D) $C_5H_2Cl_4$ E) C_6HCl_5

99. Para la determinación de la fórmula molecular de una sustancia gaseosa desconocida, ¿cuáles de las siguientes proposiciones precisan su determinación?
I. Peso molecular
II. Reporte de elementos constituyentes
III Reporte de masas de cada elemento
IV. Densidad a un determinado valor de presión y temperatura
V. Solubilidad a un determinado valor de presión y temperatura

A) I y II B) I y IV C) III y IV
D) III y V E) I, II y V

100. Determine la fórmula molecular de un hidrocarburo, si en una muestra de $7,5\times10^{20}$ moléculas de dicho hidrocarburo están contenidos $4,5\times10^{21}$ átomos de carbono y $9,0\times10^{21}$ átomos de hidrógeno.
Número de Avogadro: $N_A=6,02\times10^{23}$

A) C_3H_6 B) C_4H_8 C) C_5H_{10}
D) C_6H_{12} E) C_7H_{14}

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

Resolución 1:

I. Falso (F)

El átomo patrón es el carbono 12
Se debe al isótopo más abundante

II. Verdadero (V)

$$1\,uma = \frac{1}{12}C^{12}$$

1 átomo pesa 12 uma

III. Verdadero (V)

Es porque es relativo.

Rpta.: C

Resolución 2:

1 molécula → 18 uma
10 moléculas → x
x = 180 uma

Cálculo del peso molecular $C_x H_4 O_x$

3 moléculas $C_x H_4 O_x$ → 180
1 molécula $C_x H_4 O_x$ → m
m = 60 uma

$P_M (C_x H_4 O_x) = 60$
$12x + 4 + 16x = 60$
$28x + 4 = 60$
$28x = 56$
$x = 2$

$C_{2x} H_{4x} \leftrightarrow C_4 H_8$
Atomicidad 4 + 8 = 12

Rpta.: A

Resolución 3:

$C_x(H_2O)_x \rightarrow C_6(H_2O)_6$

$PM(C_x(H_2O)_x) = 180$
$12x + 18x = 180$
$30x = 180$
$x = 6$

Cálculo de la masa de Carbono

1 molécula $C_6(H_2O)_6$ → 6 átomos C
180 uma → 72 uma

Rpta.: E

Resolución 4:

I. Verdadero:

Si el compuesto es una molécula se le llama peso molecular

II. Falso:

La masa molecular está expresado en uma

III. Verdadero

$PF(Ca) = PA(Ca) + PA(O)$
$40 + 16 = 56$ uma

Rpta.: B

Resolución 5:

$M(CH_3OH) = 32g/mol$

1 mol CH_3OH → 32g
6×10^{23} moléculas → 32g
60 moléculas → m

$m = 32 \times 10^{22}$ g
$m = 3{,}2 \times 10^{21}$ g

Rpta.: D

Resolución 6:

$CH_3\ (CH)_n - CH_3$

$15 + 14n + 15 = 282$

$30 + 14n = 282$

$n = 18$

$CH_3 - (CH)_{18} - CH_3$

Atomicidad

$4 + 18(3) + 4 = 62$

Rpta.: E

Resolución 7: I. Verdadero

Sea el elemento "E"

Elemento "E"	Isótopos	Masas Isotópicas	%Abundancia
	E_1	M_{E1}	$\%A_1$
	E_2	M_{E2}	$\%A_2$

$$PA(E) = \frac{m_{E1}\%A_1 + m_{E2}\%A_2}{\%A_1 + \%A_2}$$

II. Verdadero

$$1uma = \frac{1}{12}C^{12}$$

III. Verdadero.

$1mol\ Ag \Rightarrow 6 \times 10^{23}$ átomos Ag

$1mol\ Co \Rightarrow 6 \times 10^{23}$ átomos Co

Rpta.: B

Resolución 8:

A) $1mol\ Fe \rightarrow 6 \times 10^{23}$ átomos Fe

$10mol\ Fe \rightarrow 6 \times 10^{24}$ átomos Fe

B) $1mol\ Ar \rightarrow 6 \times 10^{23}$ átomos Ar

$15mol\ Ar \rightarrow x$

$x = 90 \times 10^{23}$ átomos Ar

C) $1mol\ Pt \rightarrow 6 \times 10^{23}$ átomos Pt

$15mol\ Pt \rightarrow x$

$x = 90 \times 10^{23}$ átomos Pt

D) $1mol\ NH_3 \rightarrow 4mol$ átomos

$5mol\ NH_3 \rightarrow 20mol$ átomos

$1mol$ átomos $\rightarrow 6 \times 10^{23}$ átomos

$20mol$ átomos $\rightarrow x$

$x = 120 \times 10^{23}$ átomos

E) $1mol\ O_2 \rightarrow 2mol$ átomos O

$8mol\ O_2 \rightarrow 16mol$ átomos O

$1mol$ átomos O $\rightarrow 6 \times 10^{23}$ átomos O

$16mol$ átomos $\rightarrow x$

$x = 96 \times 10^{23}$ átomos O

Rpta.: D

Resolución 9:

$\overline{M}(H_2O) = 189/mol$

$1mol\ H_2O \rightarrow 6 \times 10^{23}$ moléculas

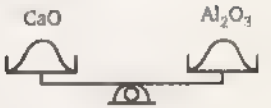
$18g \rightarrow 6 \times 10^{23}$ moléculas

$189 \rightarrow x$

$x = 6,3 \times 10^{24}$ moléculas

Rpta.: C

Resolución 10:



$n = 5,1$

$\overline{M} = 56$

$mCaO = mAl_2O_3$

$n\overline{M} = n\overline{M}$

$(5,1)(56) = n(102)$

$n = 2,8\ mol$

Rpta.: D

Resolución 11:

$C_6H_{12}O_6$ (Glucosa) $\xleftrightarrow[\text{cantidad de moléculas}]{\text{misma}}$ SO_3 (m 240g)

$$\frac{m}{\overline{M}} \quad \frac{m}{\overline{M}}$$

$$\frac{m_{C_6H_{12}O_6}}{\overline{M}_{C_6H_{12}O_6}} = \frac{m_{SO_3}}{\overline{M}_{SO_3}}$$

$$\frac{m}{180} \quad \frac{240}{80}$$

$$m = 540g$$

Rpta.: D

Resolución 12:

I. Verdadero

Porque su parámetro de comparación es el Carbono –12

II. Verdadero

ya que equivale a $1{,}66\times10^{-24}$ g es más fácil para las operaciones

III Verdadero

El patrón es el átomo de Carbono – 12

Rpta.: D

Resolución 13:

$PF(X_2O_3) = 160$

$2PA(X) + 3PA(O) = 160$

$2PA(X) + 3(16) = 160$

$PA(X) = 56$

$PF(XO) = PA(X) + PA(O)$

$56 + 16 = 72$

Rpta.: A

Resolución 14:

$\overline{M} = 30g/mol$

I. Verdadero:

1 mol C_2H_6 → 30g

6×10^{23} moléculas → 30g

1 molécula → x

$$x = \frac{30g}{6\times10^{23}}$$

$$x = 5\times10^{-23}g$$

II. Verdadero.

1 molécula C_2H_6 { 2 átomos C; 6 átomos H

Total : 8 átomos

III Falso

1 mol C_2H_6 → 30g

Rpta.: E

Resolución 15:

$$n = \frac{m}{\overline{M}}$$

Fe_2O_3 m=8g

$$n = \frac{8}{160}$$

$n = 0{,}05\,mol = 0{,}05Na$

Rpta.: E

Resolución 16:

	m	$\overline{M}$	$n=m/\overline{M}$
H_2 →	4g	2	2
O_2 →	16g	32	0,5

2,5mol = 2,5Na

Rpta.: E

E&M

Resolución 17:

* Cálculo de la masa pura.

$50g \rightarrow 100\%$

$m_{CaCO_3} \rightarrow 80\%$

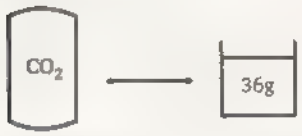
$m_{CaCO_3} = 40g$

* Cálculo del número

$$n = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{40}{100} = 0,4N_A$$

Rpta.: D

Resolución 18:



Moléculas CO_2 = # Moléculas H_2O

$n = n$

$$\frac{m_{CO_2}}{\overline{M}_{CO_2}} = \frac{m_{H_2O}}{\overline{M}_{H_2O}}$$

$$\frac{m_{CO_2}}{44} = \frac{36}{18}$$

$m_{CO_2} = 88g$

Rpta.: D

Resolución 19:

$1mol\ PH_3 \rightarrow 1mol\ P$

$34g \rightarrow 31g$

$0,34g \rightarrow mP$

$m(P) = 0,31g$

Rpta.: A

Resolución 20:

I. Verdadero:

La uma se utiliza para partículas subatómicas como protones, neutrones, electrones

II. Falso

La uma se define como la doceava parte del átomo de carbono 12.

$1uma = 1,66 \times 10^{-24}g$

III Verdadero

$\overline{PM}(H_2SO_4) = 98$ uma

$\overline{PM}(H_3PO_4) = 98$ uma

Rpta.: B

Resolución 21:

$C_n(H_2O)_n$

$\overline{PM}(C_n(H_2O)_n) = 180$

$12n + 18n = 180$

$30n = 180$

$n = 6$

$PM(CaSO_4 \cdot \frac{n}{3}H_2O) \Rightarrow PM(CaSO_4 2H_2O)$

$PM(CaSO_4 \cdot 2H_2O) = PF(CaSO_4) + 2PF(H_2O)$

$= 136 + 2(18)$

$= 172uma$

Rpta.: B

Resolución 22:

$\overline{M}(S) = 32g/mol$

$1mol\ S \rightarrow 32g$

6×10^{23} átomos $\rightarrow 32g$

$3,6 \times 10^{23}$ átomos $\rightarrow x$

$x = 19,2\ g$

Rpta.: C

Resolución 23:

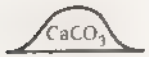
n=5mol n=

$$m_{C_{12}H_{22}O_{11}} = m_{CaCO_3}$$

$$n\overline{M} = n\overline{M}$$
$$(5)(342) = n(100)$$
$$17,1 = n$$

Rpta.: E

Resolución 24:



m = 0,5Kg = 500g

1mol $CaCO_3$ → 1mol Ca = 40g
→ 1mol C = 12g
→ 3mol O = 48g

$$n = \frac{m}{M} = \frac{500}{100} = 5mol$$

1mol → 5mol átomos
5mol → x
x = 25mol
x = 25Na

Rpta.: D

Resolución 25:

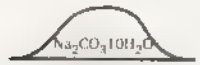
1mol $Ca_3(PO_4)$ → 3mol Ca
→ 2mol P
→ 8mol O

Del análisis se nota:

3mol Ca → 2mol P
0,6mol Ca → x
x = 0,4mol P = 2,4 g

Rpta.: D

Resolución 26:



m = 5,72g
$\overline{M}$ = 286

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5,72}{286} = 0,02mol$$

* Cálculo del #átomos de O:

1mol $CaCO_3 . 10H_2O$ → 13mol átomos O
1mol $CaCO_3 . 10H_2O$ → $13(6\times10^{23}$ átomos O)
0,02mol $CaCO_3 . 10H_2O$ → x
x = $1,56 \times 10^{23}$ átomos O

Rpta.: E

Resolución 27: Del dato tenemos:

1mol($C_6H_{12}O_6$) <> 6×10^{23} moléculas

Luego.

6×10^{23} moléculas —Pesa→ 180g
1 molécula ⟶ W

Despejando y resolviendo

$$W = \frac{180g}{6\times10^{23}} = 3\times10^{-22}g$$

Rpta.: D

OBS: En forma práctica, el peso de una molécula o átomo se calcula así:

$$W = \frac{M}{N_A}\ g$$

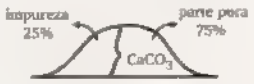
$\overline{M}$, masa molar
NA · número de Avogrado

En el problema anterior:

$$W = \frac{180g}{6\times10^{23}} = 3\times10^{-22}g$$

E&M

Resolución 28:



$W_T = 800kg$

Los cálculos se hacen con la sustancia químicamente pura

$$W_{CaCO_3} = \frac{75}{100}(800\,kg) = 600\,kg$$

Además:

$$\overline{M}(CaCO_3) = 40 + 12 + 48 = 100g$$
$$\downarrow \quad \downarrow \quad \downarrow$$
$$Ca \quad C \quad O$$

Por interpretación de una fórmula tenemos:

En 100g $CaCO_3$ $\xrightarrow{\text{se tiene}}$ 12g C

En 600kg $CaCO_3$ $\longrightarrow$ W_C

Despejando y resolviendo.

$$W_C = \frac{600(12)}{100}kg$$

$$W_C = 72kg$$

Rpta.: A

Resolución 29:

I. Verdadero:

La masa de los átomos, moléculas e iones es recomendable expresarlo en umas.

II. Falso:

La uma se define como la doceava parte del átomo de carbono 12.

III. Falso:

El peso atómico se expresa en umas.

Rpta.: C

Resolución 30:

$$\overline{PM}(C_{12}(H_2O)_x) = 342$$
$$144 + 18x = 342$$
$$18x = 198$$
$$x = 11$$

Rpta.: D

Resolución 31:

$\overline{M}(Mg) = 24g/mol$

1mol Mg $\rightarrow$ 24g

6×10^{23} átomos Mg $\rightarrow$ 24g

1 átomo Mg $\rightarrow$ x

$x = 4 \times 10^{-23}g$

$\overline{M}(O) = 16g/mol$

1mol O $\rightarrow$ 16g

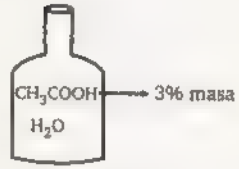
6×10^{23} átomos O $\rightarrow$ 16g

2 átomo O $\rightarrow$ x

$x = 5{,}33 \times 10^{-23}g$

Rpta.: B

Resolución 32:



$m_{VINAGRE} = 200g$

* Cálculo de la masa de CH_3COOH:

200g $\rightarrow$ 100x

m_{CH_3COOH} $\rightarrow$ x

$m_{CH_3COOH} = 6g$

* Cálculo del número de moléculas:

1mol CH_3COOH $\rightarrow$ 6×10^{23} moléculas

60g $\rightarrow$ 6×10^{23} moléculas

6g $\rightarrow$ x

$x = 6 \times 10^{22}$ moléculas

Rpta.: D

Resolución 33:

$\overline{M} = 342$

$n = 0,2mol$

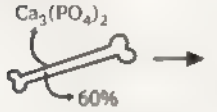
I. Verdadero: $n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n\overline{M} = 0,2(342) = 68,4g$

II. Falso
$1mol\ Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2mol\ Al$
$0,2mol\ Al_2(SO_4)_3 \rightarrow x$
$x = 0,4mol\ Al$

III. Verdadero
$1mol\ Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2mol\ Al$
$0,2mol\ Al_2(SO_4)_3 \rightarrow x$
$x = 0,4\ (6 \times 10^{23})$
$x = 2,4 \times 10^{23}$ átomos de Al.

Rpta.: D

Resolución 34:



$\overline{M} = 3108/mol$
$n_s = ??$
$n_p = ??$

$m = 2kg = 2000g$

* Cálculo de la masa pura $Ca_3(PO_4)_2$:

$m_{Ca_3(PO_4)_2} = 60\%(2000)$

$m_{Ca_3(PO_4)_2} = 1200g$

* Cálculo de las moléculas de Ca
$1mol\ Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow 3mol\ Ca$
$342g \rightarrow 3mol\ Ca$
$1200g \rightarrow x$
$x = 11,61mol\ Ca$

* Cálculo de las moléculas de P:
$1mol\ Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow 2mol\ P$
$340g \rightarrow 2mol\ P$
$1200g \rightarrow x$
$x = 7,74mol\ Ca$

Rpta.: A

Resolución 35:

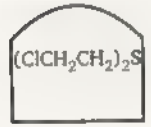
$Ca(HSO_4)_2$ $\quad$ $Al_2(SO_4)_3$ $\quad$ $m_{Al_2(SO_4)_3} = 34,2kg$
$\downarrow$ $\quad$ $\downarrow$
m_S $\quad = \quad$ m_S $\quad$ Misma masa de Azufre

* Cálculo de la masa de azufre del $Al_2(SO_4)_3$:
$1mol\ Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 3mol\ S$
$342g \rightarrow 96g$
$34,2kg \rightarrow x$
$x = 9,6kg$

* Cálculo de la masa de $Ca(HSO_4)_2$:
$1mol\ Ca(HSO_4)_2 \rightarrow 2mol\ S$
$234g \rightarrow 64g$
$m_{Ca(HSO_4)_2} \rightarrow 9,6kg$
$m_{Ca(HSO_4)_2} = 35,1kg$

Rpta.: D

Resolución 36:



$m = 31,8g$
$M = 159\ g/mol$

I. Falso:
$1mol\ (ClCH_2CH_2)_2S \rightarrow 2mol\ CL$
$159g \rightarrow 71g$
$31,8 \rightarrow m$
$m = 14,2g$

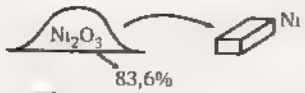
II. Verdadero:
$1mol\ (ClCH_2CH_2)_2S \rightarrow 4mol\ C$
$159g \rightarrow 4mol\ C$
$31,8 \rightarrow n$
$n = 0,8mol\ C$

III. Verdadero:
$1mol\ (ClCH_2CH_2)_2S \rightarrow 1mol\ S$
$159g \rightarrow 6 \times 10^{23}$ átomos S
$31,8 \rightarrow x$
$x = 1,2 \times 10^{23}$ átomos S

Rpta.: D

E&M

Resolución 37:



m = 1ton
m = 1000kg

$m_{Ni_2O_3} = 83,6\%(1000) = 836\ kg\ Ni_2O_3$

Masa de Ni_2O_3 que no se descompuso $= m_i - m_{Descompuso}$
$= 1000 - 836$
$= 164kg\ Ni_2O_3$

Calculo de la masa de Niquel:

$1mol\ Ni_2O_3 \rightarrow 2mol\ Ni$
$164g \rightarrow 116g$
$164kg \rightarrow m$
$m = 116kg$

Rpta.: C

Resolución 38:

Cálculo de la masa Mn

$1mol\ MnCl_2 \rightarrow 1mol\ Mn$
$126g \rightarrow 55g$
$630g \rightarrow m$
$m = 275g\ Mn$

Cálculo de la masa $[Mn(H_2O)_6]^{3+}$

$1mol\ [Mn(H_2O)_6]^{3+} \rightarrow 1mol\ Mn$
$163g \rightarrow 55g$
$m \rightarrow 275g$
$m = 815g\ [Mn(H_2O)_6]^{3}$

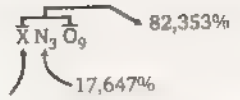
Cálculo de la pureza:

$$\%Pureza = \frac{m_{pura}}{m_{muestra}}.100\%$$

$$\%Pureza = \frac{815.100\%}{978} = 83,33\%$$

Rpta.: D

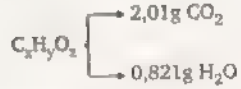
Resolución 39:



$3mol\ N \rightarrow 17,647\%$
$42g \rightarrow 17,647\%$
$1PA(x) + 144 \rightarrow 82,353\%$
$PA(x) = 52 \Rightarrow Cr$

Rpta.: A

Resolución 40:



* Cálculo de la masa de Carbono.

$1mol\ CO_2 \rightarrow 1mol\ C$
$44g \rightarrow 12g$
$2,01g \rightarrow m$
$m_C = 0,548g$

* Cálculo de la masa de H

$1mol\ H_2O \rightarrow 2mol\ H$
$18g \rightarrow 2g$
$0,821g \rightarrow m_H$
$m_H = 0,09122g$

$m_O = m_{C_xH_yO_z} - (m_C + m_H)$
$m_O = 1,37 - (0,548 + 0,09122)$
$m_O = 0,73078g$

$$x \rightarrow n_C = \frac{m_C}{PA(C)} = \frac{0,548}{12} = \frac{0,045}{0,045} = 1$$

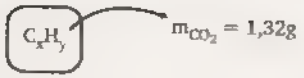
$$y \rightarrow n_H = \frac{m_H}{PA(H)} = \frac{0,09122}{1} = \frac{0,09122}{0,04567} = 2$$

$$z \rightarrow n_O = \frac{m_O}{PA(O)} = \frac{0,73078}{16} = \frac{0,04567}{0,04567} = 1$$

CH_2O

Rpta.: B

Resolución 41:



$m = 0,42g$

* Cálculo de la masa de Carbono.

$1mol\ CO_2 \rightarrow 1mol\ C$

$44g \rightarrow 12g$

$1,32g \rightarrow m_C$

$m_C = 0,36g$

$m_H = m_{C_xH_y} - m_C$

$m_H = 0,42 - 0,36 = 0,06g$

Determinación de la fórmula empírica

$$x \rightarrow n_C = \frac{m}{PA(C)} = \frac{0,36}{12} = \frac{0,03}{0,03} = 1$$

$$y \rightarrow n_H = \frac{m}{PA(H)} = \frac{0,06}{1} = \frac{0,06}{0,03} = 2$$

$CH_2 \rightarrow$ Fórmula Empírica

Sabemos:

$$\overline{M} = K\overline{M}_{FE} \Rightarrow \overline{M} = 14K$$

$$60 < \overline{M} < 80$$

$$60 < 14K < 80$$

$$4,28 < K < 5,71$$

$$K = 5$$

$$CH_2 \xrightarrow{K=5} C_5H_{10}$$

Rpta.: D

Resolución 42:

FE: C_xH_yBrO $\quad \overline{M}FE = 177$ uma

8m m

$12x + y + 80 + 16 = 177$

$12x + y = 81$

$\downarrow \quad \downarrow$

$6 \quad 9$

C_6H_9BrO

Atomicidad:

$6 + 9 + 1 + 1 = 17$

Rpta.: B

Resolución 43: I. Verdadero:

$1mol\ HNO_3 \rightarrow 3mol\ O$

$20mol\ HNO_3 \rightarrow x$

$x = 60mol\ O$

$1mol\ O_2 \rightarrow 2mol\ O$

$x \rightarrow 60mol$

$x = 30mol\ O_2$

II. Verdadero.

$1mol\ C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow 12mol\ C$

$2mol\ C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow x$

$x = 24mol\ C$

III Verdadero.

$1mol\ N_2 \rightarrow 2mol\ N$

$5mol\ N_2 \rightarrow x$

$x = 10mol$ átomos

$1mol\ PO_4 \rightarrow 4mol\ P$

$2,5mol\ PO_4 \rightarrow x$

$x = 10mol\ P$

Rpta.: C

Resolución 44:

$m_{muestra} = 204g$

$m_{Al_2O_3} = 75\%(204g) = 153g$

* Cálculo de la masa de Aluminio:

$1mol\ Al_2O_3 \rightarrow 2mol\ Al$

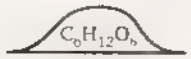
$102g \rightarrow 54g$

$153 \rightarrow x$

$x = 81g$

Rpta.: A

Resolución 45:



$m = 0,9kg \quad 900g$

$\overline{M} = 180$

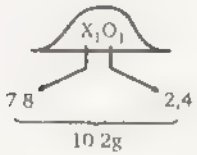
$n_{C_6H_{12}O_6} = \frac{m}{M} = \frac{900}{180} = 5mol$

1mol	5mol
1mol $C_6H_{12}O_6$ → 6mol C	30mol
→ 12mol H	60mol
→ 6mol O	30mol

$n_t = 120mol\ atomos$

Rpta.: C

Resolución 46:



$n_x = \frac{7,8}{PA(x)} = 0,15 = 1$

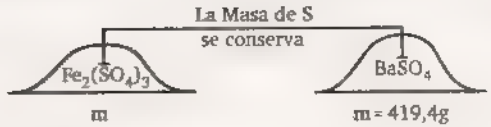
$n_O = \frac{2,4}{PA(0)} = \frac{2,4}{16} = 0,15 = 1$

Relación de moles

$PA(x) \quad \frac{7,8}{0,15} \quad 52uma$

Rpta.: A

Resolución 47:



Cálculo de la masa de S

$1mol\ BaSO_4 \rightarrow 1mol\ "S"$

$233g \rightarrow 32g$

$419,4g \rightarrow m_S$

$m_S = 57,6g$

Esa masa de azufre se conserva y se encuentra en el $Fe_2(\bar{S}O_4)_3$

$1mol\ Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow 3mol\ S$

$400g \rightarrow 3(32g)$

$m_{Fe_2(SO_4)_3} \rightarrow 57,6g$

$m_{Fe_2(SO_4)_3} = 240g$

Rpta.: A

Resolución 48: Para determinar la composición centesimal, no es necesario conocer la masa Sea H_3PO_4 :

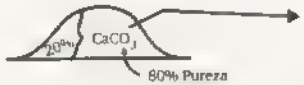
$$* \%CC(H) = \frac{3PA(H)}{PF(H_3PO_4)} .100\% = 3,06\%$$

$$* \%CC(P) = \frac{1PA(P)}{PF(H_3PO_4)} .100\% = 31,632\%$$

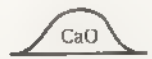
$$* \%CC(O) = \frac{4PA(O)}{PF(H_3PO_4)} .100\% = 65,306\%$$

Rpta.: C

Resolución 49:



$m_{mineral} = 750g$



Cálculo de la pureza $CaCO_3$

$m_{CaCO_3} = 80\%\ (750g) = 600g$

Este tipo de problemas es hacerlo por estequiometría

$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ (Reacción de calcinación)

$100g \rightarrow 56g$

$600g \rightarrow x$

$x = 336g$

Rpta.: C

Resolución 50:

$$S_xO_y \rightarrow S_1O_3$$

40% 60%

$$\frac{2}{\frac{32x}{40}} \quad \frac{1}{\frac{16y}{60}}$$

$$x \quad 1$$
$$y \quad 3$$

Rpta.: D

Resolución 51:

$$C_xH_yO_z$$

54,55 9,09 36,36%

$C_2H_4O_1 \quad \overline{M}FE = 49$

$$\frac{12x}{54,55} = \frac{y}{9,09} = \frac{16z}{36,36}$$
$$9,09 \quad 9,09 \quad 9,09$$

$$\frac{12x}{6} \quad y \quad 16z$$
$$1 \quad 1 \quad 4$$

$$\frac{2x}{1} \quad \frac{y}{1} = \frac{4z}{1} \rightarrow \frac{x}{2} = \frac{y}{4} = \frac{z}{1}$$

$\overline{M}_{FM} = K\,\overline{M}_{FE} \rightarrow \overline{M}_{FM} = K\,44$

$80 < \overline{M}_{FM} < 90 \rightarrow 80 < 44K < 90$

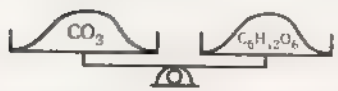
$< K <$

(2)

$$C_2H_4O \xrightarrow{K=2} C_4H_8O_2$$

Rpta.: B

Resolución 52:



#Moléculas CO_2 = #Moléculas $C_6H_{12}O_6$

$$n_{CO_2} = n_{C_6H_{12}O_6}$$

$$\frac{m}{\overline{M}} \quad \frac{m}{\overline{M}}$$

$$\frac{m}{44} = \frac{90}{180}$$

$$m \quad 22g$$

Rpta.: B

Resolución 53: I. Verdadero:

$\overline{M}CaC_2 = 64g/mol$

$1mol\ CaC_2 \rightarrow 64g$

$5mol\ CaC_2 \rightarrow 320g$

II. Falso:

$1mol\ CaC_2 \rightarrow 2mol\ C$

$1mol\ CaC_2 \rightarrow 2(6\times10^{23}$ átomos C)

$5mol\ CaC_2 \rightarrow x$

$x = 60\times10^{23}$ átomos C

$x = 6\times10^{24}$ átomos C

III Verdadero:

$1mol\ CaC_2 \rightarrow 1mol\ Ca$

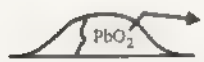
$1mol\ CaC_2 \rightarrow 40g$

$5mol \rightarrow x$

$x = 200g\ Ca$

Rpta.: C

Resolución 54:



25% Pureza

$m_{mineral} = 4,78\ tm$

* Cálculo de la masa pura:

$m_{PbO_2} = 0,25(4,78\ tm)$

$m_{PbO_2} = 1,195\ tm$

* Cálculo de la masa de Plomo.

$1\ mol\ PbO_2 \rightarrow 1mol\ Pb$

$239g \rightarrow 207g$

$1,195\ tm \rightarrow m$

$m = 1,035\ tm$

Rpta.: B

Resolución 55:

$m_{Mineral} = 32g$ $\quad m_{CaBr_2} = 16g$

* Cálculo de la masa Ca

$1mol\ CaBr_2 \rightarrow 1mol\ Ca$

$200g \rightarrow 40g$

$16g \rightarrow m_{Ca}$

$m_{Ca} = 3,2g$

$$\%m_{Ca} = \frac{m_{Ca}}{m_{Mineral}} .100\%$$

$$\Rightarrow \frac{3,2}{16} \times 100\% = 20\%$$

Rpta.: C

Resolución 56:

FE : $CH_2O \rightarrow \overline{M}_{FE} = 30$

$\overline{M}_{FM} = K\overline{M}_{FE}$

$\overline{M}_{FM} = 30K$

$50 < 30K < 70$

$K = 2$

$CH_2O \longrightarrow C_2H_4O_2$

F EMPÍRICA F MOLECULAR

Rpta.: D

Resolución 57:

$$\frac{12x}{81,81} = \frac{y}{18,19} \Rightarrow \frac{12x}{4,5} = \frac{y}{1}$$

$81,81 \quad 18,19$

$18,19 \quad 18,19$

$$x = \frac{4,5}{y = 12} \quad \begin{matrix} 3 \\ \cancel{15} \\ \cancel{45} \\ \cancel{120} \\ \cancel{90} \\ 8 \end{matrix} \quad \begin{matrix} \\ \\ 3 \\ 8 \\ \\ \end{matrix}$$

$C_3H_8 \rightarrow$ F Empírica

Rpta.: D

Resolución 58:

* Calculo del volumen de alcohol puro.

$$V_{C_2H_5OH} = (0,4)(750)$$

$$V_{C_2H_5OH} = 300\ mL$$

* Cálculo de la masa de alcohol.

$$D = \frac{m}{V} \rightarrow \begin{matrix} m = D\ V \\ m = (0,8)(300) = 240g \end{matrix}$$

* Cálculo del número de moléculas ($\overline{M}_{C_2H_5OH}$) = 46 g/mol

$1mol\ C_2H_5OH \rightarrow 46g$

6×10^{23} moléculas $\rightarrow 46g$

$x \rightarrow 240g$

$x = 31,30 \times 10^{26}$

$x = 3,13 \times 10^{27}$

Rpta.: B

Resolución 59:

La masa de plomo se conserva

n = 69,15g

* Cálculo de la masa de Plomo

$1\ mol\ PbI_2 \rightarrow 1mol\ Pb$

$461g \rightarrow 207g$

$69,15\ g \rightarrow m_{Pb}$

$m_{Pb} = 31,05g$

* Cálculo de la masa de $Pb(NO_3)_2$:

$1\ mol\ Pb(NO_3)_2 \rightarrow 1mol\ Pb$

$331g \rightarrow 207g$

$m \rightarrow 31,05g$

$m_{Pb(NO_3)_2} = 49,65g$

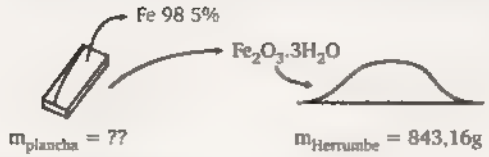
*Cálculo del porcentaje:

$$\%m_{Pb(NO_3)_2} = \frac{m_{Pb(NO_3)_2}}{m_{Mezcla}} .100\%$$

$$= \frac{49,65g}{200g} \times 100\% \quad 24,8\%$$

Rpta.: C

Resolución 60:



Cálculo de la masa de Hierro

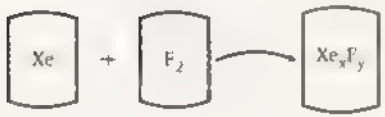
$$1mol\ Fe_2O_3.3H_2O \rightarrow 2mol\ Fe$$
$$214g \rightarrow 112g$$
$$843,16 \rightarrow m_{Fe}$$
$$m_{Fe} = 441,28g$$

Cálculo de la masa de la plancha

$$441,28g \rightarrow 98,5\%$$
$$m_{plancha} \rightarrow 100\%$$
$$m_{plancha} = 448g$$

Rpta.: A

Resolución 61:



$$Xe_xF_y \longrightarrow XeF_2$$

6,5g 1,95g

8,45g

$$x \Rightarrow n_{Xe} = \frac{6,5}{131} = \frac{0,04961}{0,0496} \quad 1$$

$$y \Rightarrow n_F = \frac{1,95}{19} = \frac{0,1026}{0,0496} \quad 2$$

Rpta.: D

Resolución 62:

C_xH_y

90,57 9,43%

$$\frac{12x}{90,57} = \frac{y}{9,43} \Rightarrow \frac{12x}{9,6} = \frac{y}{1}$$

9,43 9,43

$$\frac{x}{y} = \frac{9,6}{12} = \frac{96}{120} = \frac{8}{10} = \frac{4}{5}$$

Fórmula Empírica = C_4H_5

$\overline{M}_{FE} = 53$

$\overline{M}_{FM} = K\,\overline{M}_{FE}$

$80 < \overline{M}_{FM} < 150$

$80 < 53K < 150$

$K = 2$

$C_4H_5 \xrightarrow{K=2} C_8H_{10}$

Rpta.: B

Resolución 63:

$m_{Anillo} = 3,94g$

$P_{at} = 197g/mol$

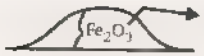
$$1mol\ Au \rightarrow 197g$$
$$6\times10^{23}\ átomos\ Au \rightarrow 197g$$
$$x \rightarrow 3,94g$$

$x = 12 \times 10^{21}$

$x = 1,2 \times 10^{22}$ moléculas

Rpta.: C

Resolución 64:



m 4,8kg=4800g $\quad m_{Fe_2O_3} = 80\%(4800)$

3840g

* Cálculo de los átomos de Fe:

$1\ mol\ Fe_2O_3 \rightarrow 2mol\ Fe$

$160g \rightarrow 2(6\times10^{23}\ átomos\ Fe)$

$3{,}840g \rightarrow x$

$x = 2{,}9\times10^{25}$

Rpta.: B

Resolución 65:

$Na_xN_y \rightarrow NaN_3$

11,5g 21g

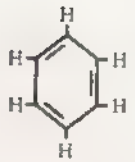
32,5g

$x \Rightarrow n_{Na} = \frac{11{,}5}{23} \quad \frac{0{,}5}{0{,}5} = 1$

$y \Rightarrow N_N \quad \frac{21g}{14} = \frac{1{,}5}{0{,}5} \quad 3$

Rpta.: E

Resolución 66:



$+ \ Cl_2 \rightarrow$

$C_6H_6 + Cl_2 \longrightarrow C_6H_{6-x}Cl_x$ (48,3%)

$1mol\ C_6H_{6-x}Cl_x \rightarrow x mol\ Cl$

$78+34{,}5x \rightarrow 35{,}5x$

$100\% \rightarrow 48{,}3\%$

$x \quad 2$

$C_6H_4Cl_2$

Rpta.: C

Resolución 67:

m = 5,04g $\qquad$ m = 2,4g

Las Masas son proporcionales:

$$\frac{PA(M)+60}{5{,}04} = \frac{PA(M)+16}{2{,}04}$$

$PA(M) = 24$

Rpta.: E

Resolución 68: $\overline{PM}(EO_2) = PA(E) + 2PA(O) = 64$

$PA(E) = 32$

$\overline{PM}(H_2E) = 2PA(H) + 1PA(E) = 34$

$\overline{M}(H_2E) = 34g/mol$

$1\ mol\ H_2E \rightarrow 1mol\ E$

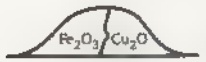
$34g \rightarrow 6\times10^{23}$ átomos E

$68g \rightarrow x$

$x = 12\times10^{23}$ átomos E

Rpta.: D

Resolución 69:



Moles unidades fórmula = 8 mol

Moles de átomos = 34 mol

Moles : n_1 n_2

Moles átomos: $5n_1$ $3n_2$

$1mol\ Fe_2O_3$ { →2mol Fe; →3mol O (5mol) } $\quad 1mol\ Cu_2O$ { →2mol Cu; →1mol O (3mol) }

$n_1 + n_2 = 8 \ldots . (I)$

$5n_1 + 3n_2 = 34 \ldots . (II)$

$n_1 = 5mol \qquad n_2 = 3mol$

$m \quad n\overline{M} = 5(160)$

$Fe_2O_3 = 800g$

Rpta.: E

E&M

Resolución 70:

$$\#\text{Átomos H} = \#\text{Átomos N}$$
$$n(H) = n(N) \ldots\ldots (\alpha)$$
$$4\ \frac{m}{14} \rightarrow m(N) = 56g$$

Calculamos la cantidad de átomos H

$$1mol\ H_2 \rightarrow 2mol\ (H)$$
$$2g \rightarrow 2mol\ (H)$$
$$4g \rightarrow 4mol\ (H)$$

Rpta.: C

Resolución 71: $PM(XY) = 36$, $PA(Y) = 2PA(x)$

$$PA(X) + PA(Y) = 36$$
$$PA(X) + 2PA(X) = 36$$
$$3PA(X) = 36$$
$$P(X) = 12$$
$$PA(Y) = 2PA(X)$$
$$PA(Y) = 2(12) = 24\ uma$$
$$\overline{M}(Y) = 24g/mol$$
$$1mol\ Y \rightarrow 24g$$
$$10mol\ Y \rightarrow m_Y$$
$$m_Y = 240g$$

Rpta.: E

Resolución 72:

A) $20gO_2 \rightarrow n = \frac{20}{32} = 0,625molO_2 \rightarrow 1,25molO$

B) $18gN_2 \rightarrow n = \frac{18}{28} = 0,642molN_2 \rightarrow 1,284molN$

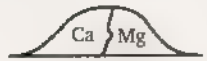
C) $16g(H_2) \rightarrow n = \frac{16}{2} = 8molH_2 \rightarrow 16mol(H)$

D) $30g(Ca) \rightarrow n = \frac{30}{20} = 1,5molCa \rightarrow 1,5molCa$

E) $14g(Ne) \rightarrow n = \frac{14}{20} = 1,5molNe \rightarrow 1,5molNe$

Rpta.: C

Resolución 73:



$$n\ \frac{m}{M} \qquad n = \frac{m}{M}$$
$$n = \frac{10}{40} \qquad n = \frac{48}{12}$$
$$n = 0,25mol \qquad n = 2mol$$
$$n_{Totales} = 0,25 + 2 = 2,25mol$$

Rpta.: E

Resolución 74:

	$n = \frac{\#partículas}{Na}$	$\overline{M}$	m
$O_2 \rightarrow 3\times10^{23}$ moléculas	0,5mol	32	16g
$N_2 \rightarrow 12\times10^{23}$ moléculas	2mol	28	56
			72g

Rpta.: D

Resolución 75:

A) $2mol\ CO_2$ $\qquad m = n\overline{M} = (2)(44) = 88g$

B) 6×10^{23} moléculas O_3 $\qquad m = 1(48) = 48g$

C) $0,5mol\ CaCO_3$ $\qquad m = (0,5)(100) = 50g$

D) 12×10^{22} moléculas Cl_2O_5

$$n = \frac{12\times10^{22}\ \text{moléculas}\ Cl_2O_5}{6\times10^{23}\ \text{moléculas}} = 0,2mol \qquad m = nM$$
$$m = (0,2)(151) = 30,2g$$

E) $180g\ H_2O$

Rpta.: E

E&M

Resolución 76:

$$1\text{mol } N_2O_3 \rightarrow 3\text{mol O}$$
$$20\text{mol } N_2O_3 \rightarrow x$$
$$x = 60\text{mol O}$$

Rpta.: E

Resolución 77:

$$C_xH_y + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$
$$12\times10^{23}\text{ moléculas} \quad 3\text{mol}$$

$$n = \frac{12\times10^{23}\text{ moléculas}}{6\times10^{23}\text{ moléculas}}$$
$$n = 2\text{mol}$$

Cálculo de la masa de O en el CO_2:

$$1\text{mol } CO_2 \rightarrow 2\text{mol O}$$
$$1\text{mol } CO_2 \rightarrow 32\text{g O}$$
$$2\text{mol } CO_2 \rightarrow m_O$$
$$m_O = 64\text{g O}$$

Cálculo de la masa de O en el H_2O:

$$1\text{mol } H_2O \rightarrow 1\text{mol O}$$
$$1\text{mol } H_2O \rightarrow 16\text{g}$$
$$3\text{mol } H_2O \rightarrow m_O$$
$$m_O = 48\text{g}$$
$$m_{TOTAL} = 64 + 48 = 112\text{g}$$

Rpta.: E

Resolución 78:

$$m_{Muestras} = ??$$

Cálculo de la masa de O en el $CaCO_3$:

$$1\text{mol } CaCO_3 \rightarrow 1\text{mol Ca}$$
$$100\text{g} \rightarrow 40\text{g}$$
$$m_{CaCO_3} \rightarrow 80\text{g}$$
$$m_{CaCO_3} = 200\text{g}$$

Cálculo de la Muestra:

$$200\text{g} \rightarrow 80\%$$
$$m_{Muestra} \rightarrow 100\%$$
$$m_{Muestra} = 250\text{g}$$

Rpta.: C

Resolución 79:

$$H_2O \xrightarrow[\text{Produce}]{} 12\times10^{23}\text{ moléculas } O_2$$

$$m = ??$$

$$n = \frac{\#\text{Partículas}}{Na} = \frac{12\times10^{23}\text{ moléculas } O_2}{6\times10^{23}\text{ moléculas}} = 2\text{mol } O_2$$

$$1\text{mol } O_2 \rightarrow 2\text{mol O}$$
$$2\text{mol } O_2 \rightarrow n$$
$$n = 4\text{mol O}$$

Cálculo de la masa de H_2O:

$$1\text{mol } H_2O \rightarrow 1\text{mol O}$$
$$18\text{g} \rightarrow 1\text{mol O}$$
$$m_{H_2O} \rightarrow 4\text{mol O}$$
$$m_{H_2O} = 72\text{g}$$

Rpta.: D

Resolución 80:

$$C_3H_8 \xrightarrow[\text{Combustión}]{} 8\text{g } CO_2$$

$$1\text{mol } CO_2 \rightarrow 1\text{mol C}$$
$$44\text{g} \rightarrow 12\text{g}$$
$$8\text{g} \rightarrow 2{,}18\text{g/minuto}$$

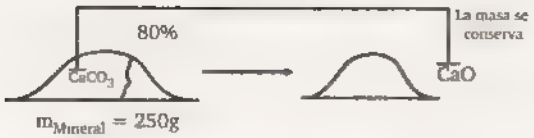
En 11 minutos

$$2{,}18\text{g} \rightarrow 1\text{ minuto}$$
$$x \rightarrow 11\text{ minutos}$$
$$x = 24\text{g}$$

Rpta.: C

E&M

Resolución 81:



$m_{Mineral} = 250g$

$m_{CaCO_3} = 80\%(250g) = 200g\ CaCO_3$

Cálculo de la masa de Ca

$1mol\ CaCO_3 \rightarrow 1mol\ Ca$

$100g \rightarrow 40g$

$200g \rightarrow m_{Ca}$

$m_{Ca} = 80g$

Cálculo de la masa de CaO:

$1mol\ CaO \rightarrow 1mol\ Ca$

$56g \rightarrow 40g$

$m_{CaO} \rightarrow 80g$

$m_{CaO} = 112g$

Rpta.: D

Resolución 82: A) 12×10^{23} átomos de O:

$$n = \frac{\#\ partículas}{Na} = \frac{12 \times 10^{23}}{6 \times 10^{23}} = 2mol$$

$m = n\bar{M}$

$m = (2)(16) = 32g$

B) 6×10^{23} moléculas CO

$$n = \frac{\#\ partículas}{Na} = \frac{6 \times 10^{23}}{6 \times 10^{23}} = 1mol$$

$m = nM$

$m = (1)(28) \quad 28g$

C) 0,5mol H_2O

$m = n\bar{M}$

$m = (0,5)(18) = 9g$

D) 3mol N

$m = n\bar{M}$

$m \quad (3)(16) \quad 48g$

E) 8mol H

$m \quad n\bar{M}$

$m = (8)(1) = 8g$

Rpta.: D

Resolución 83:

$PM(XO) = 56$

$PA(X) + PA(O) = 56$

$PA(X) + 16 = 56$

$PA(X) = 40$

$PM(YO_2) = 44$

$PA(Y) + 2PA(O) = 44$

$PA(Y) + 32 = 44$

$PA(Y) = 12$

$PM(X\ YO_3) = PA(X) + PA(Y) + 3PA(O)$

$= 40 + 12 + 48 = 100$

$\bar{M} = 100g/mol$:

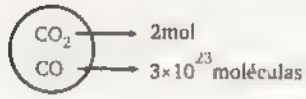
$1mol \rightarrow 100g$

$2mol \rightarrow m$

$m = 200g$

Rpta.: C

Resolución 84:



n	$\bar{M}$	$m = n\bar{M}$
2mol	44	88
0,5mol	28	14
m_{total}		102g

Rpta.: D

Resolución 85:

#Átomos O = #Átomos N

n(O) = n(N)

$$\frac{m_O}{PA(O)} = \frac{m_N}{PA(N)}$$

$m_O \quad 42$

$16 \quad 14$

$m_O = 48g$

Rpta.: E

E&M

Resolución 86:

2mol EO → 60g
1mol EO → 30g

PM(EO) = 30 →

PA(E) + PA(O) = 30
PA(E) + 16 = 30
PA(E) = 14

$PM(E_2) = 14(2) = 28$
$\overline{M}(E_2) = 28 g/mol$

El Peso de 0,5mol de E_2:

$m = n\overline{M} = 0,5(28) = 14g$

Rpta.: C

Resolución 87:

1mol O_2 → 2mol O
32g → $2(6\times10^{23}$ átomos O)
64g → x
$x = 24\times10^{23}$ átomos O

Rpta.: D

Resolución 88: Cálculo de la masa de 1mol XH (masa molar):

2mol XH → 40g
1mol XH → 20g

PM(XH) = 40 →

PA(X) + PA(H) = 20
PA(X) + 1 = 20
PA(X) = 19

$PM(X_2) = 38$
$\overline{M}(X_2) = 38 g/mol$

$m = n\overline{M}$
$= (0,5)(38)$
$m = 19g$

Rpta.: A

Resolución 89:

$\overline{M}(C_3H_8) = 44$

$m_{C_3H_8} = n\overline{M}$
$= (0,25)(44)$
$m_{C_3H_8} = 11g$

Rpta.: C

Resolución 90:

$C_xH_y + O_2 \rightarrow CO_2$
17,6g

Cálculo de la masa contenida de O en CO_2

1mol CO_2 → 2mol O
44g → $2(6\times10^{23}$ átomos O)
17,6 → #átomos
#átomos = $4,8\times10^{23}$

Rpta.: C

Resolución 91:

$C_xH_y \rightarrow CO_2 + H_2O$
1,955 1g

Determinamos la masa de C:

1mol CO_2 → 1mol C
44g CO_2 → 12g C
1,955 CO_2 → m_C
$m_C = 23,46g$

Determinamos la masa de H:

1mol H_2O → 2mol H
1g → 2g
$m_H = 2g$

C_xH_y
23,46 ↔ 2g

$x \rightarrow n = \frac{23,46}{12} \quad \frac{1,955}{0,955} = 2$

$y \rightarrow n = \frac{2g}{1} = \frac{2}{1,955} \quad 1$

C_3H_3

Rpta.: D

Resolución 92:

$$C_xH_yO_z \rightarrow CO_2 + H_2O$$
$$m=1,49g \quad 3,54g \quad 1,81$$

Cálculo de la masa de C:

$$1mol\ CO_2 \rightarrow 1mol\ C$$
$$44g\ CO_2 \rightarrow 12g\ C$$
$$2,54\ C \rightarrow x$$
$$x = 0,6927$$

Cálculo de la masa de H:

$$1mol\ H_2O \rightarrow 2mol\ H$$
$$18g\ H_2 \rightarrow 2g\ H$$
$$1,81\ H_2 \rightarrow x$$
$$m_H = 0,2011$$

$$m_O = m_{Compuesto} - m_H - m_C$$
$$m_O = 1,49 - (0,2011 + 0,6927)$$
$$m_O = 0,5962g$$

$$0,6927 \quad C_xH_yO_z \quad 0,5962$$
$$0,2011$$

$$x \Rightarrow n = \frac{0,5962}{PA(O)} = \frac{0,5962}{16} = \frac{0,037}{0,037} = 1 \times 2 = 2$$

$$y \Rightarrow n = \frac{0,2011}{PA(H)} = \frac{0,2011}{1} = \frac{0,2011}{0,037} = 5,4 \times 2 = 10,8 = 11$$

$$x \Rightarrow n = \frac{0,6927}{PA(C)} = \frac{0,6927}{12} = \frac{0,0577}{0,037} = 1,55 \times 2 = 3$$

$$C_2H_{11}O_3$$

Rpta.: B

Resolución 93:

$$C_xH_y + O_2 \xrightarrow{\text{Combustión Completa}} CO_2 + H_2O$$
$$1,2g \quad 3,3g$$

Determinamos la masa de C:

$$1mol\ CO_2 \rightarrow 1mol\ C$$
$$44g\ CO_2 \rightarrow 12g\ C$$
$$3,3g\ CO_2 \rightarrow m_C$$
$$m_C = 0,9$$

$$mH = m_{C_xH_y} - m_C$$
$$= 1,2 - 0,9 = 0,3$$

$$C_xH_y$$

$$x \Rightarrow n \quad \frac{0,9}{PA(C)} = \frac{0,9}{12} = \frac{0,075}{0,075} \quad 1$$

$$y \Rightarrow n = \frac{0,3}{PA(H)} = \frac{0,3}{1} = \frac{0,3}{0,075} \quad 4$$

$$CH_4$$

Rpta.: A

Resolución 94:

Vitamina "C" $\rightarrow$ $C_xH_yO_z$ (40,9% ; 4,55% ; 54,44%)

$$\frac{12x}{40,9\%} = \frac{y}{4,55} = \frac{16z}{54,44}$$

$$\frac{4}{\frac{12x}{3}} = \frac{4}{\frac{y}{1}} = \frac{16z}{12}$$

$$\frac{4x}{3} \quad y \quad 4z$$
$$3 \quad 1 \quad 3$$

$$\frac{x}{3} \quad \frac{y}{4} \quad \frac{z}{3}$$

$$C_3H_4O_3$$

Rpta.: A

Resolución 95:

$$K_xOs_yO_xH_w$$
$$21,3\% \quad 51,6\% \quad 26,1\% \quad 1,5\%$$

Relación de Moles – Se divide entre el menor

$$m_K = 21,3g \rightarrow x \Rightarrow n = \frac{m}{PA} = \frac{21,3}{39} = \frac{0,546}{0,137} = 3,98 \approx 4$$

$$m_{Os} = 51,6g \rightarrow y \Rightarrow n = \frac{m}{PA} = \frac{51,6}{190} = \frac{0,27157}{0,137} \quad 1,98 \approx 2$$

$$m_O = 26,1g \rightarrow z \Rightarrow n = \frac{m}{PA} \quad \frac{26,1}{16} \quad \frac{0,137}{0,137} \quad 1$$

$$m_H = 1,1g \rightarrow w \Rightarrow n = \frac{m}{PA} = \frac{1,1}{1,0} \quad \frac{1,1}{0,137} \quad 8$$

$$K_4Os_2O_1H_8$$

Rpta.:

Resolución 96: Balanceamos:

$$C_8H_{18} + 12O_2 \rightarrow 7CO_2 + 1CO + 9H_2O$$

	%V = %n		
	Relación Volumen	Relación Moles	Relación
CO_2 →	41,18%	41,18mol	7
CO →	5,8%	5,8mol	1
H_2O →	52,94%	52,94mol	9

De la Estequiometría:

$$114g \rightarrow 12mol$$
$$1140g \rightarrow x$$
$$x = 120mol\ O_2$$

Cálculo de las moles de Aire

$$1mol\ aire \rightarrow 21mol\ O_2$$
$$x \rightarrow 120mol\ O_2$$
$$x = 5,714mol\text{-}aire$$

Cálculo de la masa de Aire

$$n = \frac{m}{M}$$
$$m = nM$$
$$m = (5,714)(28,8)$$
$$m = 164,57g$$
$$m = 0,164kg = 164\ g$$

Rpta.: B

Resolución 97:

$$C_xH_yO_z + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$
$$4,6g \qquad 8,8g \quad 5,4g$$

Las masas de Carbono e H se conservan

Cálculo de la masa de Carbono:

$$1mol\ CO_2 \rightarrow 1mol\ C$$
$$44g \rightarrow 12g\ C$$
$$8,8g \rightarrow m_C$$
$$m_C = 2,4g$$

Cálculo de la masa de Hidrogeno:

$$1mol\ H_2O \rightarrow 2mol\ H$$
$$18g \rightarrow 2g$$
$$5,4g \rightarrow m_H$$
$$m_H = 0,6g$$
$$m_O = m_{C_xH_yO_z} - (m_C + m_H)$$
$$m_O = 4,6 - (2,4 + 0,6)$$
$$m_O = 1,6g$$

$$C_xH_yO_z \rightarrow 2,4g,\ 0,6,\ 1,6$$

$$n_C = \frac{2,4}{1,2} = \frac{0,2}{0,1} = 2$$

$$n_H = \frac{0,6}{1} = \frac{0,6}{0,1} \quad 6$$

$$n_O \quad \frac{1,6}{16} = \frac{0,1}{0,1} = 1$$

$$C_2H_6O_1$$

Rpta.: B

Resolución 98:

$$C_6H_6 + Cl_2 \rightarrow C_6H_{6-x} + Cl_x \quad (48,2\%)$$

$$35,5x \rightarrow 48,2\%$$
$$78 + 35,5x - x \rightarrow$$
$$78 + 34,5x \rightarrow 100\%$$
$$100x(35,5) \quad 48,2x(78 + 34,5x)$$
$$3550x = 3759,6 + 1662,9x$$
$$1887,1x \quad 3759,6$$
$$x \quad 1,99 \approx 2$$

$$C_6H_4Cl_2$$

Rpta.: C

E&M

Resolución 99:

III → Reporte de las masas de cada elemento; con ese dato se puede hallar la fórmula empírica

IV → Con la densidad temperatura y presión se puede hallar mediante la siguiente relación $P\overline{M} = DTR$ la masa molar $\overline{M}$ y luego determinar la fórmula molecular.

Con la relación.

$$M_{FM} = K\overline{M}_{FE}$$

Rpta.: C

Resolución 100:

$$\frac{7,5\times10^{20}\text{ moléculas}}{6\times10^{23}\text{ moléculas}} \quad C_xH_y$$

$$\frac{4,5\times10^{21}\text{ átomos}}{6\times10^{23}\text{ átomos}} \qquad \frac{9\times10^{21}\text{ átomos}}{6\times10^{23}\text{ átomos}}$$

Lo pasamos a moles:

$$1,25\times10^{-3}\text{ moles} \quad C_xH_y$$

$$7,5\times10^{-3}\text{ moles} \qquad 1,5\times10^{-2}\text{ moles}$$

$$\frac{7,5\times10^{-3}\text{ moles}}{1,25\times10^{-3}} = 6$$

1mol C_xH_y

$$\frac{1,5\times10^{-2}\text{ moles}}{1,25\times10^{-3}} = 12$$

C_6H_{12}

Rpta.: D

1. La unidad de masa atómica se define como:

   A) La masa de un átomo de carbono –12.
   B) La masa de un átomo de oxígeno –16.
   C) La masa de un átomo de hidrógeno –1
   D) La doceava parte de la masa del carbono–12
   E) Doce veces la masa del átomo de carbono–12

2. Tres millares de átomos de un elemento tienen una masa de $1,95\times10^{5}$ uma. ¿De qué elemento se trata?
   Peso atómico (uma):
   Ca=40; Fe=56; Ni=59; Zn=65; Cr=52

   A) Zn B) Fe C) Ni
   D) Ca E) Cr

3. La masa de la molécula C_nH_{2n+2} es la mitad de la masa de la molécula $C_nH_{2n}O_2$. ¿Cuál es la fórmula del hidrocarburo?
   Masa atómica (uma):
   C=12; O=16; H=1

   A) CH_4 B) C_3H_8 C) C_2H_6
   D) C_4H_{10} E) C_5H_{12}

4. Cinco unidades fórmula del yeso, $CaSO_4.nH_2O$, tienen una masa de 860 uma. ¿Cuál es el valor de n?
   Peso fórmula(uma):
   $CaSO_4$=136; H_2O=18

   A) 5 B) 3 C) 1
   D) 4 E) 2

5. ¿Qué masa de dióxido de carbono, CO_2, se necesita para tener la misma cantidad de moléculas que en 800 g de anhídrido sulfúrico, SO_3?
   Masa molar(g/mol):
   S=32; C=12; O=16

   A) 880 g B) 220 g C) 440 g
   D) 330 g E) 480 g

6. Un frasco de vinagre contiene 5% en masa de ácido acético, CH_3COOH, y el resto de agua. Si la masa del vinagre es 300 g, ¿cuántas moléculas de ácido acético están presentes?
   Masa molar (g/mol):
   C=12; O=16; H=1

   A) $1,5\times10^{23}$ B) $6,0\times10^{23}$
   C) $1,5\times10^{22}$
   D) $1,5\times10^{24}$ E) $3,0\times10^{23}$

7. En 270 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, calcule la masa de carbono

   A) 120 g B) 90 g C) 144 g
   D) 108 g E) 132 g

E&M

8. Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) respecto a las siguientes proposiciones.
I. La masa de un átomo de hierro es 56 g.
II. Una molécula de agua pesa 18 g.
III. El átomo patrón es el carbono–12.
Masa atómica (uma):
Fe=56; O=16, H=1

A) VFV B) FFF C) FVF
D) FFV E) FVV

9. ¿Qué masa, en gramos, tiene una molécula de agua?
$N_A = 6 \times 10^{23}$

A) $6,0 \times 10^{-23}$ B) $2,0 \times 10^{23}$
C) $3,0 \times 10^{22}$
D) $3,0 \times 10^{-23}$ E) $1,5 \times 10^{-23}$

10. Una gota de lluvia tiene un volumen de 0,90 ml. ¿Cuántas moléculas de agua hay en la gota?
Masa molar (g/mol): O=16, H=1

A) $3,0 \times 10^{23}$ B) $3,0 \times 10^{22}$
C) $3,0 \times 10^{21}$
D) $6,0 \times 10^{22}$ E) $1,5 \times 10^{22}$

11. Si 6×10^{22} moléculas de Sf_n tiene una masa de 10,80g, ¿cuál es la atomicidad del compuesto?
Masa atómica(uma): S=32; F=19

A) 6 B) 5 C) 4
D) 7 E) 3

12. La aleación denominada alpaca se encuentra en las monedas de un nuevo sol. Esta aleación contiene 50% en masa de cobre, 25% en masa de zinc y 25% en masa de níquel. Si en la aleación hay 10 moles de cobre, calcule la masa, en gramos, de níquel.
Masa molar(g/mol): Cu=64, Ni=59

A) 640 g B) 320 g C) 400 g
D) 1280 g E) 800 g

13. Una roca contiene 25,5% en masa de Al_2O_3. Por diversos tratamientos de la roca se logra recuperar 135 g de aluminio. ¿Qué masa de roca se procesó?
Masa molar(g/mol): O=16; Al=27

A) 1,0 kg B) 2,0 kg C) 0,5 kg
D) 3,0 kg E) 1,5 kg

14. El aire contiene 0,8 moles de N_2 por cada 0,2 moles de O_2. Calcule la masa de 50 moles de aire.
Masa molar(g/mol). N=14; O=16

A) 720 g B) 2880 g C) 1640 g
D) 560 g E) 1440 g

15. En 152 ml. de disulfuro de carbono están presentes $1,5 \times 10^{24}$ moléculas de CS_2. Calcule la densidad, en g/ml., del disulfuro de carbono.
Masa molar(g/mol): C=12; S=32

A) 1,25 B) 1,30 C) 1,45
D) 1,50 E) 1,15

16. El acero contiene 98% de masa en hierro, 1,5% de carbono y 0,5% en masa de cromo. Calcule la masa de óxido de hierro (III) que se produce por oxidación de 80 g de acero.
Masa molar(g/mol): Fe=56, O=16

A) 122 g B) 125 g C) 145 g
D) 160 g E) 112 g

17. Indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones.
I. La unidad de masa atómica se define como la masa del átomo carbono - 12
II. El peso atómico de un elemento representa el promedio ponderado de las masas de los isótopos naturales y artificiales.
III. La masa molecular representa la masa en uma de una molécula.

A) VVF B) VVF C) FVV
D) FFV E) VFF

18. Los dos isótopos naturales del litio son ^6Li y ^7Li. Si el isótopo más liviano tiene un porcentaje de abundancia de 7,6%, determine la masa atómica promedio del litio.

A) 6,25 B) 6,51 C) 6,92
D) 6,84 E) 6,32

19. La masa de dos moles de $C_x(H_2O)_x$ es 360g. Determine el valor de x.
PA(uma): H=1; C=12; O=16

A) 3 B) 4 C) 5
D) 6 E) 7

20. Indique las proposiciones correctas respecto a los compuestos

A	B
$CaSO_4$	CH_3COOH

I. El peso molecular de B es 60 uma.
II. El peso fórmula de A es 126 uma.
III. La masa molar de A es 136 g.

A) Solo I B) I y III C) Solo II
D) I y II E) Solo III

21. Si dos moles de H_2EO_4 pesa 196 g, calcule la masa de 0,5 mol de Na_2E.
PA(uma) H=1; O=16; Na=23

A) 78 g B) 84 g C) 56 g
D) 39 g E) 42 g

22. ¿En cuál de las siguientes muestras hay mayor número de átomos?

A) 88 g de CO_2 B) 92 g de NO_2
C) 20 g de H_2
D) 85 g de H_2S E) 64 g de CH_4

23. ¿Cuántos gramos de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) contiene la misma cantidad de moles de hidrógeno que 184g de etanol (C_2H_5OH)?
Masa molar(g/mol):
O=16; C=12; H=1

A) 180 B) 240 C) 360
D) 480 E) 540

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

24. En dos recipientes diferentes, se tiene 72 g de LiOH y 46 g de Li_2S. Determine la máxima masa del metal que se puede obtener.
PA(uma): H=1; Li=7; O=16; S=32

A) 21 g B) 27 g C) 32 g
D) 35 g E) 37 g

25. En un recipiente de 500 m^3 se encontró 168 g de nitrógeno gaseoso. Calcule la cantidad de átomos de nitrógeno.
PA(N) = 14 uma

A) $3,6\times10^{23}$ B) $3,6\times10^{24}$
C) $7,2\times10^{23}$
D) $7,2\times10^{24}$ E) $1,44\times10^{25}$

26. Se cuenta con 2,34 kg del compuesto fosfato diácido de calcio, $Ca(H_2PO_4)_2$, respecto a ello, ¿qué afirmaciones son correctas?

I. Contiene 6×10^{24} átomos de calcio.
II. La masa de fósforo presente es 310 g.
III Se podría obtener 40 moles de oxígeno molecular.

PA(uma).
H=1; O=16; P=31; Ca=40

A) Solo I B) I y III C) Solo II
D) I y II E) II y III

27. Señale la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F)

I. Los pesos atómicos y los pesos moleculares son pesos relativos.
II. La uma es una unidad apropiada para expresar la masa de átomos y moléculas.
III. Cualquiera de los isótopos del carbono es utilizado como átomo patrón para definir la uma.

A) VFV B) FVV C) FFV
D) VVF E) FVF

28. Respecto a las siguientes proposiciones, indique cuáles son incorrectas.

I. El peso atómico representa el peso del átomo de un elemento.
II. El peso fórmula se aplica solo para compuestos iónicos.
III. El peso molecular representa la masa relativa de una molécula.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

29. La plata es un elemento metálico de transición, buen conductor de la corriente eléctrica y del calor. Los isótopos de este elemento son Ag-108 (107,91uma) y Ag-107(106,90uma). Si la relación de abundancia de estos isótopos naturales es 0,929, determine la masa atómica exacta de la plata.

A) 108,9 uma B) 108,9 uma
C) 108,9 uma
D) 108,9 uma E) 108,9 uma

FONDO EDITORIAL RODO

30. El peso de fórmula del compuesto M_2O_3 es 160 uma. Calcule el peso fórmula del compuesto MO.
PA (O) = 16 uma

A) 72 B) 62 C) 52
D) 42 E) 32

31. El peso fórmula del compuesto $Al(XO_3)_3$ es 213 uma. Determine el peso molecular del compuesto $H_2X_4O_{11}$. PA (uma): Al=27; O=16

A) 127 g B) 234 uma C) 432 uma
D) 234 g E) 127 uma

32. Indique el peso fórmula de los compuestos carbonato de calcio ácido nítrico respectivamente.
PA (uma):
Ca=40; C=12; N=14; O=16

A) 63 y 100 B) 100 y 63
C) 110 y 47
D) 47 y 100 E) 84 y 47

33. Marque la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F) respecto a las siguientes proposiciones.

I. La masa de un átomo de oxígeno es 16 g.
II. Un mol de H_2O contiene $6,022\times10^{23}$ moléculas.
III. En 56 g de gas nitrógeno, N_2, hay $3,011\times10^{24}$ moléculas.

PA (uma): O=16; N=14

A) VVF B) FVF C) FVV
D) VFF E) FFF

34. En relación con el trióxido de azufre, indique la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F).

I. Su masa molecular es 80 uma.
II. La masa de una molécula es $1,33\times10^{-22}$ g, aproximadamente.
III. Posee mayor masa molar que el ácido sulfuroso.

Masa atómica (uma): S=32, O=16

A) VVF B) VVV C) VFV
D) FVV E) FVF

35. Señale las proposiciones incorrectas.

I. La masa de un átomo de magnesio (PA=uma) es 4×10^{-23} g.
II. En 1,97 g de oro (PA=197 uma) están presentes $6,022\times10^{22}$ átomos.
III Una muestra que contiene 1×10^{24} átomos de carbono pesa 14,2 g.

PA (C) = 12 uma

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

36. Una aleación está formada por 10 mol de átomos de cobre y $1,8\times10^{24}$ átomos de zinc. ¿Cuál es la masa de aleación?
PA(uma): Cu = 63,5; Zn = 65;
$N_A=6\times10^{23}$

A) 1,66kg B) 1,02kg C) 0,92kg
D) 0,83kg E) 1,21kg

E&M

37. Determine qué masa de dióxido de carbono posee la misma cantidad de moléculas 400 g de anhídrido sulfúrico. Masa atómica (uma).
C=12 ; S=32 ; O=16

A) 220 g B) 350 g C) 180 g
D) 300 g E) 200 g

38. Se tienen 30 mg de iones Ca^{+2} en 1,5 litros de agua de mar será necesario para preparar 14 kg de cal viva, CaO?
PA (uma): Ca=40; O=16
Dato: 1 m^3 = 1000 L

A) 500 m^3 B) 300 m^3 C) 400 m^3
D) 700 m^3 E) 800 m^3

39. Una muestra de 10 g de sulfato de cadmio cristalizado e hidratado, $CdSO_4.XH_2O$, es calentada obteniendo un residuo de 6,25 g. Determine las moléculas de agua con que cristaliza la sal si en la sal hidratada final queda la tercera parte de la cantidad inicial de moléculas de agua.
PA(uma): Cd=112; S=32, H=1

A) 4 B) 5 C) 6
D) 7 E) 10

40. Cuando 5,04 g de un carbonato metálico, MCO_3, se descompone por completo genera 2,40g de óxido, MO. Calcule el peso atómico del metal M.
PA (uma): C=12; O=16

A) 65 B) 40 C) 39
D) 56 E) 24

41. ¿Qué masa de un mineral de cobre, el cual contiene $Cu(OH)_2.CuCO_3$ con 20% de impurezas, se requiere para obtener 11,3 kg de $CuCl_2$, con 90% de pureza, a partir del cobre extraído?
Masa molar (g/mol): Cu=63,5 ; O=16; C=12; Cl=35,5

A) 11,3 kg B) 12,5 kg
C) 7,8 kg
D) 9,88 kg E) 10,4 kg

42. Cuando los aldhehídos, $C_nH_{2n}O$, se oxidan generan ácidos carboxílicos, $C_nH_{2n}O_2$. Determine la atomicidad del aldehído si en la oxidación el porcentaje en masa se incrementa en un 18,6%

A) 17 B) 16 C) 18
D) 19 E) 20

43. El manganeso es un elemento que forma diversos óxidos. Si 3,95g de un óxido del metal se reduce con suficiente hidrógeno y se produce 2,75g de manganeso, determine la fórmula empírica del óxido.
PA (uma): O=16; Mn=55

A) Mn_2O_3 B) Mn_2O_3
C) Mn_2O_3
D) Mn_2O_3 E) Mn_2O_3

44. Determine la fórmula empírica de un hidrocarburo si se conoce que la combustión completa de 1,2 g de dicho compuesto producen 3,3 g de dióxido de carbono, $CO_{2(g)}$.
Masas atómicas (uma):
H=1; C=12; O=16

A) CH_4 B) CH_3 C) CH
D) CH_2 E) C_3H_8

45. La nicotina es un alcaloide formado por carbono, nitrógeno e hidrógeno. Su composición centesimal es 74% C; 8,7% H y el resto es nitrógeno. Si cada mol de nicotina contiene $8{,}43\times10^{24}$ átomos de hidrógeno, ¿cuál es la atomicidad de dicho compuesto?
PA (uma): C=12; N=14

A) 26 B) 20 C) 30
D) 18 E) 34

46. Una moneda que contiene plata pesa 20g. Esta moneda se disuelve en suficiente ácido nítrico formandose $AgNO_3$. Luego, se agrega cloruro de sodio, por lo que toda la plata precipita como 17,22 g de AgCl. Calcule el porcentaje en masa de plata que hay en la moneda.
Masa molar (g/mol) :
Cl=35,5 , Ag=108

A) 72,5 % B) 89,2 %
C) 68,3 %
D) 92,65 % E) 64,8 %

47. Indique las proposiciones correctas.
I. La unidad de masa atómica toma como referencia al carbono-12
II. La uma es apropiada para expresar la masa del protón, electrón, átomo y/o molécula.
III. La masa de un mol de moléculas de H_2O es 18 uma

A) Solo I B) Solo II
C) I y III
D) I, II y III E) I y II

48. Marque la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) según corresponda en cada proposición.
I. El peso atómico de un elemento indica el peso del isótopo más abundante
II. Un mol indica solamente cantidad de moléculas y átomos.
III. El peso atómico es una propiedad intensiva de un elemento químico y se expresa en uma

A) VFV B) FFV C) VVF
D) FVF E) FFF

49. Calcule el porcentaje de abundancia del $^{35}_{17}Cl$ si se sabe que la masa atómica del cloro es 35,46 uma y que está constituido por dos isótopos Cl-35 y Cl-37, cuyas masas isotópicas son 34,96 y 36,96 uma, respectivamente.

A) 25% B) 30% C) 50%
D) 75% E) 83%

E&M

50. Un ácido oxácido de cierto elemento presenta la fórmula H_2EO_3 cuyo su peso molecular es 82 uma. Determine el peso fórmula de su óxido con la misma valencia.
PA (O) = 16 uma

A) 100 uma B) 88 uma
C) 64 uma
D) 92 uma E) 178 uma

51. ¿Cuántos átomos están contenidos en 25,4 gramos de cobre puro?
PA (uma): Cu = 63,5
$N_A = 6 \times 10^{23}$

A) $2,4 \times 10^{23}$
B) $1,5 \times 10^{24}$
C) $4,8 \times 10^{25}$
D) $1,5 \times 10^{23}$
E) $2,4 \times 10^{25}$

52. Determine la masa, en gramos de 2 moléculas de H_2O si su peso molecular es 18 uma
$N_A = 6 \times 10^{23}$

A) 3×10^{-23} B) 6×10^{23}
C) $2,6 \times 10^{-22}$
D) $1,8 \times 10^{-25}$ E) 5×10^{-22}

53. ¿Cuántas moléculas estarán contenidas en 9,6 g de gas ozono?
PA (O) = 16 uma

A) 6×10^{24} B) $1,2 \times 10^{24}$
C) $1,2 \times 10^{23}$
D) 9×10^{23} E) 9×10^{24}

54. Si la masa promedio del átomo de cierto elemento (E) es 2×10^{-23} gramos, halle el peso molecular del compuesto H_2EO_3.
PA (uma): O = 16, H = 1, $N_A = 6 \times 10^{23}$

A) 48 uma B) 55 uma
C) 62 uma
D) 77 uma E) 89 uma

55. Determine la masa de ozono (O_3) que contiene la misma cantidad de átomos de oxígeno que 48 g de O_2
masa molar del oxígeno = 16g/mol

A) 15 g B) 20 g C) 36 g
D) 48 g E) 52 g

56. Si un hidrocarburo acetilénico (C_nH_{2n-2}) posee una masa de 1300 g y contiene 3×10^{25} moléculas, determine la fórmula de dicho hidrocarburo.
PA (uma): C = 12; H = 1

A) CH B) C_2H_2 C) C_3H_4
D) C_3H_8 E) C_6H_6

57. Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) respecto a las siguientes proposiciones.
I. A partir de 20 moles de HNO_3 se obtienen 30 moles de O_2.
II. En 2 moles de $C_{12}H_{22}O_{11}$ se tienen 24 átomos de carbono.
III. 5 moles de N_2 contiene igual número de átomos que 2,5 moles de P_4.

A) VFF B) VFV C) FVV
D) FFV E) FVF

58. Indique la masa de aluminio que se puede extraer a partir de una muestra de 204 g con 75% de óxido de aluminio (Al_2O_3).
PA (uma): Al=27; O=16

A) 81 g B) 83 g C) 85 g
D) 87 g E) 92 g

59. Se cuenta con 0,9 kg de glucosa ($C_6H_{12}O_6$). Determine el número de moles totales de átomos presentes en la muestra
PA (uma): C=12, H=1; O=16

A) 60 B) 90 C) 120
D) 150 E) 240

60. Un elemento metálico X cuya masa es de 7,8g fue convertido en 10,2g de XO puro. Indique la masa atómica de X.

A) 52 uma B) 55 uma
C) 59 uma
D) 56 uma E) 63,5 uma

61. Determine la masa de sulfato férrico, $Fe_2(SO_4)_3$, que se requiere para producir 419,4 g de $BaSO_4$.
PA (uma): Fe = 56; Ba = 137; S = 32; O = 16.

A) 240 g B) 295 g C) 326 g
D) 432 g E) 480 g

62. Halle la composición centesimal de 3,92 kg de ácido fosfórico (H_3PO_4).
PA (uma): H=1; P=31; O=16

A) 3,57% H; 33,71% P; 62,72% O
B) 2,28% H; 28,99% P; 68,73% O
C) 3,06% H; 31,63% P; 65,31% O
D) 2,95% H; 29,82% P; 67,23% O
E) 3,26% H; 33,15% P; 63,59% O

63. Se tienen 750 g de un mineral de $CaCO_3$ que presenta 20% de impurezas. A partir de dicha muestra, determine la masa, en gramos que se puede obtener de CaO como máximo.
PA (uma): Ca=40; C=12; O=13

A) 280 B) 324 C) 336
D) 380 E) 423

64. Determine la fórmula empírica de un anhídrido si se sabe que la masa de oxígeno representa el 60% y el resto es de azufre
PA (uma): S=32, O=16

A) SO B) SO_2 C) S_2O
D) SO_3 E) S_2O_3

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

65. La composición centesimal de cierta sustancia orgánica ternaria es C=54,55%; H=9,09% y O=36,36%. Si su peso molecular se encuentra entre 80 y 90 uma, determine la fórmula real de dicha sustancia.

A) $C_4H_6O_2$ B) $C_4H_8O_2$
C) C_5H_8O
D) $C_3H_5O_3$ E) $C_4H_4O_2$

66. Determine la fórmula mínima y la fórmula real de un compuesto orgánico si 1 gramo de él, al ser sometido a una combustión completa produce 1,47 g de $CO_{2(g)}$ y 0,6 g de $H_2O_{(\ell)}$. Además, una molécula del compuesto posee una masa de $9{,}97\times10^{-23}$ g

A) C_2H_6O; C_2H_6O
B) CH_2O; $C_6H_{12}O_6$
C) CH_2O; $C_2H_4O_2$
D) CH_4O, $C_2H_8O_2$
E) CH_4O; $C_3H_{12}O_3$

67. Señale la definición más apropiada para la masa atómica de un elemento.

A) Es la masa promedio de los isótopos naturales.
B) Es la masa promedio de los protones de un átomo
C) Es la masa promedio de las moléculas de una sustancia.
D) Es la masa del carbono-14.
E) Es la masa de 1 mol de átomos.

68. El peso fórmula del compuestoEH_3 es 34 uma. Halle el peso fórmula del E_2O_5
PA (uma) = O=16, H=1

A) 140 B) 146 C) 142
D) 152 E) 158

69. Una muestra de hidróxido de sodio (NaOH) pesa 100 g y contiene 20% de humedad Determine el número de unidades fórmula de NaOH
PA (uma): Na=23; O=16
$N_A = 6\times10^{23}$

A) $3\,N_A$ B) $1{,}8\,N_A$ C) $2{,}4\,N_A$
D) $1{,}5\,N_A$ E) $2\,N_A$

70. Un balón de gas contiene $2{,}1\times10^{24}$ moléculas de metano (CH_4) y 12 g de hidrógeno. Determine el número total de moles.
NA 6×10^{23}
PA (uma): C=12, H=1

A) 8,5 B) 9 C) 10
D) 9,5 E) 11,5

71. Un balón de gas contiene 3×10^{24} moléculas de nitrógeno y 4 moles de amoniaco (NH_3) Determine la masa de la mezcla.
PA (uma). N=14; H=1

A) 138 g B) 152 g C) 160 g
D) 184 g E) 208 g

FONDO EDITORIAL RODO

72. En 42,4 g de carbonato de sodio (Na_2CO_3), ¿cuántos gramos de sodio y átomos de oxígeno hay?
PA (uma) Na 23, C=12; O=16
$N_A = 6\times10^{23}$

A) 18,4 g de Na y $1{,}2\times10^{23}$ átomos de oxígeno
B) 20,4 g de Na y $1{,}5\times10^{23}$ átomos de oxígeno
C) 16,8 g de Na y $2{,}6\times10^{24}$ átomos de oxígeno
D) 18,4 g de Na y $1{,}8\times10^{23}$ átomos de oxígeno
E) 20,4 g de Na y $1{,}2\times10^{23}$ átomos de oxígeno

73. En 0,4 mol de nitrato de potasio (KNO_3) se tiene
I. 15,6 g de potasio.
II. 12,9 g de oxígeno.
III. 5,6 g de nitrógeno.
Indique las proposiciones correctas.
PA (uma): K=39; O=16; N=14

A) Solo I B) Solo II
C) Solo III
D) II y III E) I, II y III

74. Se analiza 5 g de una muestra que contiene sulfuro de plomo II. Según el análisis cuantitativo, se encontró 3 g de plomo. Determine el porcentaje de pureza.
PA (uma): Pb=207; S=32

A) 60% B) 72,4% C) 69,2%
D) 86,4% E) 52,4%

75. Una muestra de sulfato de zinc al 60% en masa es sometida a un análisis químico cuantitativo y se encontró que contiene 2,6 g de zinc. Determine la masa de la muestra
PA (uma): Zn=65; S=32, O=16

A) 12,41 g B) 16,83 g C) 9,87 g
D) 11,26 g E) 10,73 g

76. Determine la fórmula empírica de un compuesto que contiene 17,04% en masa de sodio; 59,26% en masa de bromo y 23,70% en masa de óxigeno.
PA (uma): Na=23; Br=80; O=16

A) $NaBrO_3$ B) $NaBrO_4$
C) NaBrO
D) $NaBrO_2$ E) Na_2BrO_3

77. La fórmula empírica de un compuesto orgánico es CH_2. Halle la fórmula molecular del compuesto si 10g de dicho compuesto orgánico ocupa 4 L a condiciones normales.
PA (uma): C=12; H=1

A) C_3H_6 B) C_2H_4 C) C_5H_{10}
D) C_4H_8 E) C_6H_{12}

78. El análisis cuantitativo de un hidrocarburo demuestra que contiene 92,3% en masa de carbono. Si 3 moles de hidrocarburo pesan 234 g, halle la atomicidad.
PA (uma): C=12; H=1

A) 10 B) 12 C) 11
D) 13 E) 9

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

79. Un estudiante analiza 23,7 g de sulfito de potasio (K_2SO_3) y muestra el siguiente contenido.

I. 0,3 mol de potasio

II. 5 g de azufre

III. 6×10^{23} átomos de oxígeno

Indique los resultados incorrectos.

PA (uma): K=39, S=32; O=16

A) Solo I B) Solo II
C) Solo III
D) I y II E) II y III

80. Una muestra de hematita de 50 g contiene 80% en masa de óxido férrico (Fe_2O_3). Usando reactivos apropiados, el óxido es transformado en sulfato ferroso ($FeSO_4$). Determine la masa del $FeSO_4$.

PA (uma): Fe=56; O=16; S=32

A) 56 g B) 76 g C) 152 g
D) 108 g E) 40 g

81. En la combustión completa de 15,5 g de un compuesto orgánico oxigenado, se obtiene 22g de anhídrido carbónico (CO_2) y 13,5g de agua. Indique la fórmula molecular del compuesto si su atomicidad es igual a 10. PA (uma): C=12, O=16; H=1

A) C_2H_7O B) C_3H_6O
C) $C_2H_6O_2$
D) $C_2H_5O_3$ E) $C_3H_5O_2$

82. La unidad de masa atómica es:

A) Doce veces la masa del átomo C-12
B) La doceava parte de la masa del átomo C-13
C) Dieciséis veces la masa del átomo O-16.
D) Igual a la masa del átomo C-12
E) La doceava parte de la masa del átomo C-12.

83. La masa del átomo de calcio es 2,5 veces la masa del átomo de oxígeno. ¿Cuál es la masa del átomo de calcio en uma?

Masa atómica: O=16 uma

A) 42 B) 40 C) 44
D) 20 E) 48

84. El oxalato de calcio, CaC_nO_{2n}, es un sólido cristalino que se encuentra en los tallos, raíces y hojas de las espinacas. Si 25 unidades fórmula oxalato de calcio tienen una masa 3200 uma, determine la atomicidad del compuesto citado.

PA (uma): Ca=40, C=12; O=16

A) 13 B) 9 C) 10
D) 7 E) 4

85. Si una molécula de $C_n(H_2O)_n$ tiene la misma masa que 10 moléculas de agua, ¿cuál es el valor n?

PA (uma): C=12; O=16; H=1

A) 6 B) 10 C) 5
D) 4 E) 8

FONDO EDITORIAL RODO

86. Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones.

I. La masa de una molécula de agua es 18 g.

II. El peso atómico representa la masa del isótopo más pesado de un elemento

III. Un mol de cualquier sustancia contiene el mismo número de partículas.

A) FFF B) FVF C) FVV
D) FFV E) VFV

87. La nicotina es una droga que se encuentra en la planta del tabaco y su consumo produce adicción. Si en 50 moléculas de nicotina se han encontrado 500 átomos de carbono, 700 átomos de hidrógeno y 100 átomos de nitrógeno, calcule el peso molecular de la nicotina.

PA (uma): C=12; N=14, H=1

A) 152 B) 162 C) 168
D) 158 E) 174

88. Calcule la masa en gramos de 50 millones de moléculas de fructuosa, $C6(H_2O)_6$.

PA (uma): C=12; O=16; H=1

A) $1,50\times10^{13}$
B) $1,50\times10^{-12}$
C) $1,50\times10^{14}$
D) $1,50\times10^{15}$
E) $1,80\times10^{14}$

89. El mol se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas como el número de contenidos exactamente en . . . .

A) moléculas - 12 g de carbono-12.
B) átomos - 16 g de oxígeno-16.
C) moléculas - 18 de agua.
D) átomos - 12 g de carbono-13
E) átomos - 12 g de carbono-12.

90. El galio es un elemento metálico que está constituido por los isótopos Ga–69 y Ga–71. Si los porcentajes de abundancia de los isótopos mencionados son 60,1% y 39,9%, respectivamente, calcule el peso atómico del galio.

A) 70,0 B) 68,2 C) 69 8
D) 70,4 E) 69,1

91. Una solución fisiológica contiene 36g de glucosa disuelta. La cantidad de moles de glucosa en la solución es

Masa molar (glucosa) = 180 g/mol

A) $5,0\times10^{1}$ B) $2,0\times10^{2}$
C) $5,0\times10^{0}$
D) $2,0\times10^{-1}$ E) $2,0\times10^{2}$

E&M

92. Debido a la quema de combustibles fósiles, la concentración del dióxido de carbono en la atmósfera se ha incrementado a 880 mg por cada metro cúbico de aire. Calcule el número de moléculas de dióxido de carbono en 100 litros de aire.
Masa molar (g/mol): C=12; H=1

A) $1,50\times10^{21}$ B) $1,20\times10^{22}$
C) $1,20\times10^{21}$
D) $1,50\times10^{20}$ E) $2,00\times10^{22}$

93. Al analizar una bolsa de azúcar, se ha determinado que contiene $1,80\times10^{25}$ átomos de carbono. Calcule la masa en gramos del azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$.
Masa molar (g/mol):
C=12; O=16; H=1
$N_A = 6,0\times10^{23}$

A) 684 B) 855 C) 1026
D) 896 E) 986

94. La hulla es un carbón mineral que se emplea como combustible fósil en las centrales termo-eléctricas. Si la hulla contiene 84% en masa de carbono, calcule la cantidad de átomos de carbono en 2 kg de hulla.
Masa molar (g/mol): C=12
$N_A = 6,02\times10^{23}$

A) $8,43\times10^{25}$ B) $8,43\times10^{23}$
C) $8,43\times10^{24}$
D) $8,43\times10^{26}$ E) $1,00\times10^{26}$

95. La moneda de un sol es una aleación que contiene 50% en masa de cobre; 32,5% en masa de zinc y 17,5% en masa de níquel. Si en la moneda de un sol hay $3,6\times10^{22}$ átomos de zinc, calcule la masa de cobre en la moneda.
Masa molar (g/mol): Zn=65

A) 12 g B) 8 g C) 15 g
D) 9 g E) 6 g

96. El gas doméstico contiene 0,8 moles de propano, C_3H_8, por cada 0,2 moles de butano, C_4H_{10}. Calcule la masa en kg de 50 moles de gas doméstico.
Masa molar (g/mol):
C=12; H=1

A) 2,84 B) 1,96 C) 2,34
D) 3,12 E) 4,56

97. Al calentar 25,8 g de yeso, $CaSO_4.nH_2O$, se desprenden 5,4 g de vapor de agua. ¿Qué valor tiene *n*?
Masa molar (g/mol):
$CaSO_4$=136; H_2O=18

A) 4 B) 1 C) 3
D) 5 E) 2

98. Un litro de agua contiene 88 mg de Ca^{2+}, 36 mg de Cl^{1-}, 24 mg de Mg^{2+}, 18 mg de Na^{1+} y 290 mg de HCO^{1-}_3. Calcule la cantidad total de iones calcio y magnesio en 250 mililitros de agua mineral.
Masa molar(g / mol): Ca = 40;
Mg = 24
$N_A = 6\times10^{23}$

A) $4,8\times10^{20}$ B) $1,92\times10^{22}$
C) $1,92\times10^{20}$
D) $1,32\times10^{21}$ E) $1,32\times10^{22}$

99. Un mineral de 500 kg contiene 5,1% en peso de óxido de aluminio, Al_2O_3. ¿Qué masa de aluminio se obtiene del mineral con un rendimiento del 60%?
Masa molar (g/mol): Al=27; O=16;

A) 8,1 kg B) 13,5 kg C) 10,2 kg
D) 5,4 kg E) 10,8 kg

100. La salmuera es una mezcla homogénea que contiene cloruro de sodio y agua. Si en 400 g de salmuera están presentes $7,2\times10^{23}$ iones Cl^{1-}, determine el porcentaje en masa de cloruro de sodio en dicha mezcla.
Masa molar (g/mol): Na = 23;
Cl = 35,5

A) 22,5% B) 34,2% C) 12,2%
D) 17,5% E) 9,5%

E&M

CLAVES

1	D	26	A	51	A	76	B
2	A	27	D	52	B	77	D
3	C	28	D	53	C	78	C
4	E	29	E	54	C	79	E
5	C	30	A	55	D	80	E
6	A	31	B	56	B	81	A
7	D	32	B	57	B	82	D
8	D	33	B	58	A	83	C
9	D	34	A	59	C	84	A
10	B	35	E	60	A	85	A
11	B	36	D	61	A	86	D
12	B	37	A	62	C	87	B
13	A	38	A	63	C	88	C
14	A	39	B	64	D	89	E
15	A	40	E	65	B	90	C
16	E	41	E	66	C	91	D
17	E	42	B	67	B	92	C
18	D	43	A	68	E	93	B
19	C	44	A	69	D	94	A
20	C	45	A	70	D	95	E
21	C	46	E	71	D	96	C
22	C	47	E	72	D	97	E
23	A	48	B	73	D	98	A
24	E	49	D	74	A	99	A
25	B	50	C	75	C	100	D

EXÁMENES DE ADMISIÓN UNI - UNMSM

E&M

UNI - 2008 - II

PROBLEMA 01: Una mezcla de 200 kg de hidrocarburo tiene 75% de C_3H_8. ¿Cuántos kilogramos de O_2 se necesitan para la combustión completa de la mezcla?

Datos de masas molares atómicas:

H=1; C=12, O=16

A) 181,8 B) 224,2 C) 399,8
D) 600,2 E) 781,8

Resolución: Se tiene la mezcla de CH_4 y C_3H_8; y se requiere determinar la cantidad de oxígeno (O_2) para que se realice la combustión completa de estos dos hidrocarburos (gases).

Datos (*):

Masa total de los hidrocarburos: $m_t = 200$ kg

Masas molares atómicas: H=1, C=12; O=16

Las masas molares de los hidrocarburos:

De (*): $\overline{M}_{CH_4} = 12+4(1) = 16$; (g/mol) ...(1)

De (*): $\overline{M}_{C_3H_8} = (3)12+8(1) = 44$; (g/mol) ...(2)

Del enunciado del problema, la masa del CH_4 es el 75% de la masa de la mezcla y el C_3H_8 el 25%; entonces:

$m_{CH_4} = 75m_t = 0,75(200\ Kg) = 150\ Kg$ ...(3)

$m_{C_3H_8} = 25m_t = 0,75(200\ Kg) = 50\ Kg$ ...(4)

El número de moles que hay en estas masas:

$$n_{CH_4} = \frac{m_{CH_4}}{\overline{M}_{CH_4}} = \frac{150\ Kg}{16g/mol} = 9,375\ Kmol \quad ...(5)$$

$$n_{CH_4} = \frac{m_{C_3H_8}}{M_{C_3H_8}} = \frac{50\ Kg}{44g/mol} = 1,136\ Kmol \quad ...(6)$$

La combustión completa del CH_4:

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 1CO_{2(g)} + 2H_2O_{(v)}$$

1 mol 2 moles

↓ ↓

De(5): 9,375 Kmol n_1

Por estequiometría el número de moles de oxígeno:

$$n_1 = \frac{(9,375\ Kmol) \times (2\ moles)}{1\ mol}$$

$$= 18,75\ Kmol \quad ...(7)$$

La combustión completa del C_3H_8:

$$C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(v)}$$

1 mol 5 moles

↓ ↓

De(6): 1,136 Kmol n_2

Por estequiometría el número de moles de oxígeno:

$$n_2 = \frac{(1,136\ Kmol) \times (5\ moles)}{1\ mol}$$

$$= 5,68\ Kmol \quad ...(8)$$

De (7) y (8): $= 18,75\ Kmol + 5,68\ Kmol$

$$= 24,43\ Kmol \quad ...(9)$$

Finalmente la masa del oxígeno:

$$n_t = \frac{m_{O_2}}{\overline{M}_{O_2}}$$

De (9): $24,43\ Kmol = \frac{m_{O_2}}{32g/mol}$

$$m_{O_2} = 781,76\ Kg$$

Rpta.: E

PROBLEMA 02: ¿Qué hibridación le corresponde al átomo de carbono del grupo carbonilo en la propanona?

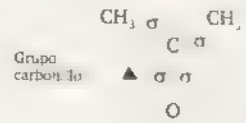
Números atómicos: H=1; C=6; O=8

A) sp B) sp^2 C) sp^3
D) sp y sp^2 E) sp^2 y sp^3

Resolución: En el enunciado del problema, la propanona es la dimetilcetona (cetona), cuya fórmula es:

$$CH_3COCH_3$$

Su estructura.



Por teoría, la hibridación de un átomo en una estructura lo podemos determinar el siguiente cuadro.

Enlaces σ formados	Pares de e- no compartidos	Hibridación
2	0	sp
2	1	
3	0	sp^2
2	2	
3	1	sp^3
4	0	

De acuerdo al cuadro el carbono C del grupo carbonilo ha formado 3 enlaces σ y no tiene pares de electrones (e-) no compartidos, por lo tanto su hibridación es sp^2.

Rpta.: B

PROBLEMA 03: Dadas las siguientes proposiciones respecto a propiedades periódicas:

I. Los metales tienden a ganar electrones para alcanzar la configuración electrónica externa del gas noble.

II. La molécula XH es más grande que la molécula YH.
Datos del número atómico. X=3; Y=19.

III La propiedad paramagnética de un átomo o ión monoatómico se debe a la presencia de uno o más electrones desapareados.

Son correctas:

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

Resolución: En cuanto a las propiedades periódicas, las siguientes proposiciones:

I. "Los metales tienden a ganar electrones para alcanzar la configuración electrónica externa del gas noble".
Los metales tienden a perder electrones por ser elementos electropositivos; siendo esta la forma de alcanzar la configuración electrónica externa del gas. Ejemplo

$$K \rightarrow K^+$$
$$[_{18}Ar]4s^1 \rightarrow [_{18}Ar]$$

II. "La molécula XH es más grande que la molécula YH". Datos del número atómico: X=3; Y=19
El radio atómico, considerando el orden de la tabla periódica, aumenta en la forma como se indica.

Números atómicos: X=3, Y = 19
El radio atómico del elemento Y=19 es mas grande que la del elemento X=3, por lo tanto, la molécula YH es mas grande que la molécula XH

III "La propiedad paramagnética de un átomo o ión monoatómico se debe a la presencia de uno o más electrones desapareados". Correcta
Cuando un elemento químico se presenta electrones desapareados tienen la propiedad de ser atraídos débilmente por un campo magnético.
Ejemplo:

$$24Cr^{+3}: [_{18}Ar]4s^0 \underbrace{\uparrow\uparrow\uparrow}_{3d}$$

Rpta.: C

PROBLEMA 04: Indique la alternativa que contenga la relación fórmula-nombre correcta:

A) NO_2^- - ión nitarto
B) $K_2Cr_2O_7$ - dicromato de potasio
C) Fe^{2+} - ión férrico
D) $HBr_{(g)}$ - ácido bromhídrico
E) NH_4F fluoruro de amoníaco

E&M

Resolución: En cuanto a la relación fórmula - nombre:

A) NO_2: ión nitrato — Incorrecta

La fórmula NO_2^- corresponde al ión nitrito. El ión nitrato es: NO_3^-

B) $K_2Cr_2O_7$: Dicromato de potasio — Correcta

C) Fe^{2+} - Ión férrico — Incorrecta

El ión férrico es: Fe^{3+}

D) $HBr_{(g)}$: ácido bromhíbrico. — Incorrecta

La fórmula $Hbr_{(g)}$ corresponde al bromuro de hidrógeno-

La fórmula del ácido bromhídrico es: $HBr_{(ac)}$

E) NH_4F : Fluoruro de amoníaco — Incorreta

La fórmula NH_4F corresponde al floruro de amonio.

La fórmula del floruro de amoniaco es: NH_3F

$K_2Cr_2O_7$: Dicromato de potasio es correcta.

Rpta.: C

PROBLEMA 05: ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas es correcta?

Números atómicos: Ne = 10; Ar = 18

A) $_{24}Cr$: $[Ar]4s^2 3d^4$

B) $_{29}Cu$. $[Ar]\underset{4s}{\downarrow\uparrow}\ \underline{\downarrow\uparrow}\ \underline{\downarrow\uparrow}\ \underline{\downarrow\uparrow}\ \underset{3d}{\underline{\downarrow\uparrow}\ \underline{\uparrow}}$

C) $_{26}Fe$: $[Ar]\underset{4s}{\underline{\downarrow\uparrow}}\ \underline{\downarrow\uparrow}\ \underline{\uparrow}\ \underline{\uparrow}\ \underset{3d}{\underline{\uparrow}\ \underline{\uparrow}\ \underline{\uparrow}}$

D) $_7N$: $[Ar]\underset{1s}{\downarrow\uparrow}\ \underset{2s}{\underline{\downarrow\uparrow}}\ \underline{\uparrow}\ \underset{2p}{\underline{\downarrow\uparrow}\ \underline{\downarrow}}$

E) $_{13}Al^{3+}$: $[Ne]3s^2 3p^1$

Resolución: Datos: Números atómicos: Ne = 10; Ar = 18

De las configuraciones electrónicas siguientes, es correcta:

A) $_{24}Cr$: $[18Ar]4s^2 3d^4$ — Incorrecta

La configuración electrónica que se muestra es inestable.

$_{24}Cr$: $[_{18}Ar]4s^2 3d^4$ <> $_{24}Cr$: $[_{18}Ar]4s^2 3\ \overset{\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow}{d}$

Para que la configuración electrónica sea estable el subnivel s^2 debe ceder un electrón al subnivel d^4

$_{24}Cr$: $[_{18}Ar]4s^2 3d^4$ <> $_{24}Cr$: $[_{18}Ar]4s^1 3d^5$

B) $_{29}Cu$: $[_{18}Ar]\underset{4s}{\underline{\downarrow\uparrow}}\ 3\ \underline{\downarrow\uparrow}\ \underline{\downarrow\uparrow}\ \underset{d}{\underline{\downarrow\uparrow}\ \underline{\downarrow\uparrow}\ \underline{\uparrow}}$ — Incorrecta

Es similar al caso A, para que la configuración electrónica sea estable el subnivel s^2 debe ceder una electrón al subnivel d^9, así:

$_{29}Cu$: $[_{18}Ar]\underset{4s}{\underline{\downarrow\uparrow}}\ 3\ \underline{\downarrow\uparrow}\ \underline{\downarrow\uparrow}\ \underset{d}{\underline{\downarrow\uparrow}\ \underline{\downarrow\uparrow}\ \underline{\downarrow\uparrow}}$ <>

$_{29}Cu$: $[_{18}Ar]4s^1\ 3d^{10}$

C) $_{26}Fe$: $[Ar]4\underset{s}{\underline{\downarrow\uparrow}}\ 3\ \underline{\downarrow\uparrow}\ \underline{\uparrow}\ \underset{d}{\underline{\uparrow}\ \underline{\uparrow}\ \underline{\uparrow}}$ — Correcta

La configuración electrónica es correcta y estable.

$_{26}Fe$: $[Ar]4s^2 3d^6$

D) $_7N$: $[Ar]\underset{1s}{\underline{\downarrow\uparrow}}\ 2\ \underset{s}{\underline{\downarrow\uparrow}}\ 2\ \underline{\uparrow}\ \underset{p}{\underline{\downarrow\uparrow}\ \underline{\uparrow}}$ — Incorrecta

La configuración electrónica del $_7N$ debe ser:

$_7N$: $[_2He]2s^2 2p^3$

$_7N$ $[_2He]2\underset{s}{\underline{\downarrow\uparrow}}\ 2\ \underset{p}{\underline{\uparrow\uparrow\uparrow}}$

E) $_{13}Al^{3+}$: $[Ne]3s^2 3p^1$ — Incorrecta

La configuración electrónica del:

$_{13}Al$ es $_{13}Al$: $[_{10}Ne]3s^2 3p^1$ pero del $_{13}Al^{+3}$ es $[_{10}Ne]$

Rpta.: C

PROBLEMA 06: En relación a las mezclas, determine las proposiciones verdaderas (V) o falsas (F) y marque la alternativa que corresponda:

I. Las mezclas homogéneas presentan dos o más fases.

II. Los componentes de una mezcla tienen, al menos, dos sustancias diferentes.

III. Cada una de las sustancias que forman una mezcla conservan su identidad química.

A) VVF B) VFV C) FVV

D) FVF E) FFV

E&M

Resolución: En relación a las mezclas, las proposiciones:

I. Las mezclas homogéneas presentan dos o más fases. falso

Una mezcla homogénea se caracteriza por ser uniforme en todo su volumen, sus propiedades también los mantienen uniformes.

II. Las componentes de una mezcla tienen, al menos dos sustancias diferentes. Verdadero

Toda mezcla esta compuesta por lo menos por dos sustancias diferentes, si tienen las mismas sustancias obviamente no sería una mezcla.

III. Cada una de las sustancias que forman una mezcla conservan su identidad química. Verdadero

Las sustancias que forman una mezcla conservan su identidad química, puesto que no ocurre una reacción química.

Rpta.: C

PROBLEMA 07: Se dan las siguientes moléculas:

a) 1, 2-dicloroteano.

b) trans-dibromoetileno

c) ciclohexano

Indique cuáles de las siguientes proposiciones son verdaderas:

I. La molécula en a posee 2 isómeros geométricos.

II. La molécula en b es polar.

III. Los átomos de carbono de la molécula en c tienen hibridación sp^3

A) I y II B) II y III C) I y III

D) Solo II E) Solo III

Resolución: Se dan las siguientes moléculas:

a) 1, 2-dicloroteano

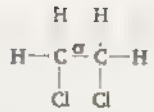
b) trans-dibromoetileno

c) ciclohexano

Indique cuáles de las siguientes proposiciones:

I. La molécula en a posee 2 isómeros geométricos. Falsa

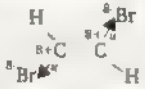
La molécula del trans-dibromoetileno



Como el enlace σ libremente, la molécula no presenta isometría geométrica. Si la molécula tendría enlace σ entonces presentaría isometría.

II. La molécula en b es polar Falsa

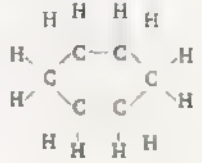
La molécula del trans-dibroetileno



Como el Br es mas electromagnético que el C, el enlace C - Br es polar, generándose un momento bipolar (u), orientado como se indica. Estos dipolos formados son iguales en intensidad pero de sentidos opuestos, por lo que se anulan entre si, resultando una molécula no polar.

III. Los átomos de carbono de la molécula en c tienen hibridación sp3. Verdadera

La molécula del cicloexano.



Se observa que cada molécula de carbono (C) esta formado por 4 enlaces requiriendo 4 orbitales atómicos, con lo cual se forman hibridación sp^3 en cada carbono

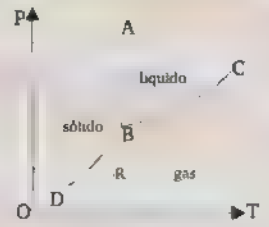
Rpta.: C

PROBLEMA 08: Considerando el diagrama de fases del CO_2, indique la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F):

I. La transición se cumple en el punto B.

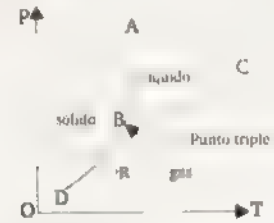
II. La sublimación del CO_2 se puede dar en cualquier punto de la curva BC, excluyendo el punto B.

III. Enfriando, en un proceso isobárico, a partir del punto R se puede producir la sublimación inversa.



A) VFV B) VVV C) VFF
D) FVV E) FFV

Resolución: Considerando el diagrama de fases del Co_2.

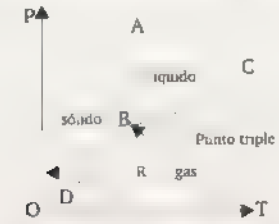


En las siguientes proposiciones:

I La transicion se cumple en el punto B Verdadera
El punto B es conocido como punto triple porque coexisten las tres fases sólido, líquido y gaseoso, luego se puede deducir que en este punto existe una transición constante de fases.

II. La sublimación del CO_2 se puede dar en cualquier punto de la curva BC, excluyendo el punto B. Falsa
El proceso de sublimación (sólido-gas) según el gráfico se puede dar a lo largo de la curva DB, incluso en B.

III. Enfriando, en un proceso isobárico, a partir del punto R se puede producir la sublimación inversa. Verdadera
El proceso de enfriar isobáricamente a partir del punto R.



En el gráfico se puede observar que se produce una sublimación inversa (gas - sólido).

Rpta.: A

PROBLEMA 09: Calcule la concentración del ácido clorhídrico en el estómago de una persona, en g/L, si el pH promedio del jugo gástrico es 2.
Masas molares atómicas (g/mol) H=1; Cl=35,5

A) 0,36 B) 0,72 C) 1,80
D) 3,65 E) 4,20

Resolución: Definiciones y previas El pH Es una cantidad adimensional que nos indica cuantitativamente el grado de acidez o basicidad de las sustancias. Esta relacionado con las concentraciones de los iones H^+ y OH en soluciones generalmente diluidas, mediante la siguiente expresión

$$pH = -\log [H^+]$$

$$\Rightarrow \quad [H^+] = 10^{-pH} \qquad ...(I)$$

En el problema se debe determinar la concentración del ácido clorhídrico en el estómago de la persona, es decir, la concentración del jugo gástrico (solución).
Datos (*):

pH de la solución: pH=2
Masa atómicas (g/mol): H=1; Cl=35,5
La masa molecular del HCl
HCl = 1 + 35,5 = 36,5 =1 mol ...(II)

El ácido clorhídrico por ser un ácido fuerte se disocia totalmente así:

$$1HCl_{(ac)} \rightarrow 1H^+ + 1Cl^-$$

De esta ecuación, las concentraciones:

$$[HCl] = [H^+]$$

De (I): $= 10^{-pH}$

De(*): $= 10^{-2}$; (moles de HCl/L)

La concentración del HCl expresando en g/L:

$$[HCl] = \frac{10^{-2} \text{ mol de HCl}}{L}$$

E&M

De (II): $= 10^{-2}\ 36{,}5\ \frac{g\ de\ HCl}{L}$

$= 0{,}365\ g\ de\ HCl/L$

Rpta.: A

PROBLEMA 10: Para la siguiente reacción en equilibrio:

$$3B_{(s)} + C_{(g)} \rightleftharpoons D_{(g)}$$

la presión total del sistema , en el equilibrio, es 2,8 atm a 500°C. Si la constante de equilibrio a esta temperatura es 1,8, calcule la presión parcial del compuesto D, en atm.

A) 7,1 B) 1,8 C) 2,3
D) 2,8 E) 5,0

Resolución: Del enunciado se tiene el siguiente sistema en equilibrio:

$$3B_{(s)} + 1C_{(g)} \rightleftharpoons 1D_{(g)} \quad ...(1)$$

$$P_C \qquad P_D$$

Datos (*): $P_{total} = 2{,}8$ atm

$T = 500°C$

$K_C = 1{,}8$

La constante de equilibrio de presiones K_p y la constante de equilibrio de concentraciones están relacionados por

$$K_p = K_C (RT)\Delta n \quad ...(2)$$

Donde: $\Delta n = \sum_{gaseosos}^{coef.\ productos} - \sum_{gaseosos}^{coef.\ reactante}$

Luego en el sistema en equilibrio (1):

$$\Delta n = 1 - 1 = 0 \quad ...(3)$$

Además, considerando las presiones del sistema (1):

$$K_p = \frac{P_D}{P_C}$$

Reemplazando (4) en (2):

$$\frac{P_D}{P_C} = K_C (RT)^{\Delta n}$$

De(*) y (3):

$$\frac{P_D}{P_C} = 1{,}8\ (RT)^0$$

$$\Rightarrow \quad P_D = 1{,}8\ P_C \quad ...(5)$$

La presión total del sistema:

$$P_{total} = P_C + P_D$$

De (*) y (5): $2{,}8\ atm = P_C + (1{,}8P_C)$

$$P_C = 1\ atm \quad ..(6)$$

Reemplazando (6) en (5):

$$P_D = 1{,}8\ (atm) = 1{,}8\ atm$$

Rpta.: B

PROBLEMA 11: Dadas las siguientes proposiciones referidas a coloides:

I. Dispersan la luz
II. Es posible diferenciar, a simple vista, la fase dispersa de la fase dispersante.
III. Un ejemplo de coloide es una dispersión de una gas en un líquido.

Son correctas:

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y III E) I, II y III

Resolución: Con respecto a los coloides, las siguientes proposiciones.

I. "Dispersan la luz"
Una propiedad de los coloides es la difracción de los rayos de la luz, debido a un fenómeno llamado "Efecto Tyndall".

II. "Es posible diferenciar a simple vista, la fase dispersa de la fase dispersante"
Las partículas coloidales poseen un diámetro que esta entre 1 nm y 1000 nm, razón por la cual, no se puede definir las fases a simple vista.

III. Un ejemplo de coloide es una dispersión de un gas en un líquido.
La dispersión de un gas en un líquido forma como sistema coloidal la espuma. Ejemplos: crema abatida, espuma de afeitar.

Rpta.: D

PROBLEMA 12: Respecto a las propiedades de los líquidos ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. La temperatura de ebullición depende de la presión externa.
II. Líquidos con baja presión de vapor, tienen baja tensión superficial.

III. La viscosidad sólo depende de la polaridad molecular.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y III E) I, II y III

Resolución:

Respecto a las propiedades de los líquidos, las proposiciones:

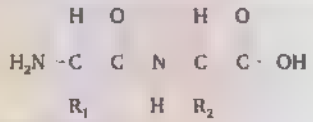
I. "La temperatura de ebullición depende de la presión externa".
Para que un líquido realice la ebullición, la fuerza intermolecular debe vencer a la fuerza externa de la superficie. Cuando el líquido ha alcanzado este estado la temperatura se mantiene y el líquido va evaporándose.

II. "Líquidos con baja presión de vapor, tienen baja tensión superficial"
La presión de vapor, es la que ejerce el vapor dentro del recipiente que lo contiene a determinada temperatura, se genera por los incesantes choques de las moléculas de vapor sobre las paredes del recipiente.
La tensión superficial de un líquido depende únicamente de las fuerzas intermolecualres.
Si bien es cierto que si una líquido de mayor tensión superficial necesita más temperatura y puede generar mas presión de vapor, no existe una relación directa entre ambas propiedades.

III. "La viscosidad sólo depende de la polaridad molecular"
La viscosidad no solo depende de la polaridad molecular, si no también del tamaño, forma de la molécula y temperatura.

Rpta.: A

PROBLEMA 13: Indique la alternativa que señala algunos grupos funcionales presentes en la siguiente estructura, correspondiente a un dipéptido.



A) amina, amida, aldehido
B) amina, cetona, aldehido
C) amina, cetona, alcohol
D) amina, cetona, ácido carboxílico
E) amina, amida, ácido carboxílico

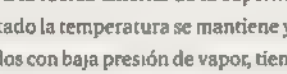
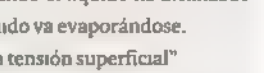
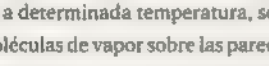
Resolución:

Por teoría se tiene.

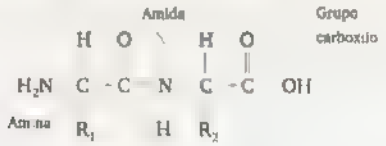
Funciones oxigenadas:

Función	Fórmula general	Grupo funcional
Ácido carboxílico	R - COOH	
Aldehido	R - CHO	

Funciones nitrogenadas:

Función	Primaria	Secundaria	Terciaria
Amida			
Amida			

En la estructura del enunciado del problema:



Rpta.: C

PROBLEMA 14: Utilizando la definición de Brónsted - Lowry, indique cuál de las siguientes especies químicas puede actuar como ácido y como base.

A) HCO_3^- B) NH_4^+ C) CO_2
D) CO_3^{2-} E) SO_3

Resolución:

Teoría Brónsted - Lowry

Ácido: Es toda sustancia capaz de ceder o donar un protón (H^+)

Base: Es toda sustancia que puede aceptar un protón.

Anfótero: Es aquella sustancia que puede actuar como ácido y como base.

Analizando las alternativas:

A) HCO_3^-. Actúa como ácido y como base.

Verificación: $NH_4^+ \rightleftharpoons H^+ + NH_3$ (ácido)

$HCO_3^- + H^+ \rightleftharpoons +H_2CO_3$ (base)

Es una sustancia anfótera

B) NH_4^+. Sólo actúa como ácido.

Verificación $NH_4^+ \rightleftharpoons H^+ + NH_3$ (ácido)

El NH_4^+ solo perder un protón ya que tiene gran fuerza de acidez.

C) CO_2. Solo actúa como ácido.

Verificación

No dona protones ya que no tiene átomos de heterogéneo, y no acepta ya que su función principal es la de un ácido.

D) CO_3^{2-} Solo actúa como base.

Verificación.

$CO_3^{2-} + H^+ \rightleftharpoons +HCO_3^-$ (base)

No dona un protón ya que no tiene átomos de heterogéneo, pero si puede aceptar protones.

D) SO_3 Solo actúa como ácido.

Verificación

No dona protones debido a que no tiene átomos de hidrógeno y no acepta ya que su función principal es la de un ácido.

Rpta.: A

PROBLEMA 15: Respecto a los ecosistemas, ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. Son sistemas en equilibrio de elementos bióticos y abióticos.

II El desierto es un ecosistema.

III. Un acuario es un ecosistema

A) Solo I B) Solo II C) I y II

D) II y III E) I, II y III

Resolución: Un ecosistema en un sistema ecológico, es decir, el medio donde viven o se desarrollan los seres vivientes relacionándose entre si.

En las proposiciones siguientes, respecto a los ecosistemas.

I. "Son sistemas en equilibrio de elementos bióticos y abióticos"

En un ecosistema se encuentra en equilibrio los seres vivos (elementos bióticos)y el medio ambiente, inclusive los donde nos e habitan (elementos abióticos).

II. "El desierto es un ecosistema"

Aun en el desierto existen seres vivos que se aclimataron al medio ambiente, lo cual lo convierte en un ecosistema

III. "Un acuario es un ecosistema"

Un acuario es un medio ambiente pequeño donde viven seres acuáticos, lo cual también lo convierte en ecosistema

Rpta.: E

PROBLEMA 16: Dadas las siguientes proposiciones referidas a la siguiente celda galvánica

$Sn_{(s)}/Sn^{2+}_{(ac)}(1M)//Cr_2O^{2-}_{7(ac)}(1M),Cr^{3+}_{(ac)}(1M)/Pt_{(s)}$

I. En $Sn_{(s)}$ es la especie que se oxida.

II. El $Pt_{(s)}$ cumple la función de ánodo

III. La celda galvánica genera 1,47 voltios.

Datos:

$E°(Sn^{2+}/Sn) = -0,14\,v$

$E°(Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}) = +1,33\,v$

A) Solo I B) Solo II C) Solo III

D) I y III E) I, II y III

Resolución: Del enunciado se tiene el diagrama de celda:

$$Sn_{(s)}/Sn^{2-}_{(ac)}(1M)//Cr_2O^{2-}_{7(ac)}(1M),Cr^{3+}_{(ac)}(1M)/Pt_{(s)}$$

Datos (*):

$E°(Sn^{2+}/Sn) = -0,14\,v$

$\Rightarrow E°(Sn/Sn^{2+}) = +0,14\,v$

$E°(Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}) = +1,33\,v$

$\Rightarrow E°(Cr^{3+}/Cr_2O_7^{2-}) = +1,33\,v$

E&M

Según la teoría en un diagrama de celda, a la izquierda del puente salino (//) va al ánodo y a la derecha va el cátodo.

Ánodo: oxidación

$$Sn - 2e^- \rightleftarrows Sn^{2+} \quad E^\circ_{ox} = +0,14v \qquad ...(1)$$

Cátodo Reducción

$$Cr_2O_7^{2-} + 6e^- \rightleftarrows 2Cr^{3+} \quad E^\circ_{red} = +1,33\,v \qquad ...(2)$$

Analizando las proposiciones:

I. El $Sn_{(s)}$ es el que se oxida

Según la ecuación (1) el Sn se oxida, pierde electrones

II. El $Pt_{(s)}$ cumple la función de ánodo

Según la ecuación (1) y (2) el Pt no interviene en la reacción, es un elemento inerte

III. La celda galvánica genera 1,47 voltios

La fuerza electromotriz de la pila:

$$\Delta E^\circ_{pila} = E^\circ_{red} + E^\circ_{ox}$$
$$= 1,33\,v + 0,14\,v$$
$$= 1,47\,v$$

Rpta.: D

PROBLEMA 17: En relación a los números de oxidación que pueden presentar los elementos químicos, indique la alternativa correcta.

A) Al disminuir el radio atómico en un periodo, el número de oxidación máximo de cada elemento tiende a aumentar.

B) El flúor puede presentar número de oxidación positivo.

C) Los elementos no metálicos solo presentan números de oxidación negativo.

D) El ión puede aumentar o disminuir su número de oxidación.

E) El helio tiene tendencias a presentar números de oxidación negativos.

Resolución:

En relación a los números de oxidación que puede presentar los elementos químicos:

A) Al disminuir el radio atómico en un periodo, el número de oxidación máximo de cada elemento tiende a aumentar.

Si consideramos a los elementos representativos de la tabla periódica, el estado de oxidación (E.O) y el radio atómico de un periodo

Grupo	IA	IIA	IIA	IIA	IIA	IIA	IIA	IIA
E.O. máx	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	+8
E.O. mín				-4	-3	-2	-1	0

Radio atómico → Disminuye

Luego, los números de oxidación máximos aumenta y el radio atómico disminuye.

B) El flúor puede presentar número de oxidación positivo.

El flúor (F) grupo VIIA sólo presenta estado de oxidación negativo (-1)

C) Los elementos no metálicos solo presentan números de oxidación negativo.

Los elementos metálicos pueden presentar estado de oxidación positivos y negativos. Por ejemplo el oxígeno generalmente su estado su estado de oxidación (E.O.) es -2, pero algunas presenta +1 y -1. Los gases nobles forman compuestos con estados de oxidación (E.O.) positivos.

D) El ión puede aumentar o disminuir su número de oxidación

Tal afirmación no es cierta, por ejemplo el sólo puede disminuir su estado de oxidación.

E) El helio tiene tendencia a presentar números de oxidación negativos.

El helio, como todo gas noble, sólo puede formar compuestos con estados de oxidación (E.O.) positivos.

Rpta.: A

PROBLEMA 18: Dada la siguiente reacción en equilibrio.

$$SO_{3(g)}NO_{(g)} \rightleftharpoons SO_{2(g)} + NO_{2(g)}$$

Si se extrae cierta masa de $NO_{(g)}$ y simultáneamente se adiciona una cantidad de $NO_{2(g)}$, para restablecerse el equilibrio ocurre lo siguiente:

I. Disminuye la concentración de $SO_{3(g)}$

II. Aumenta la concentración de $SO_{2(g)}$

III. Aumenta la concentración de $NO_{(g)}$

Son correctas:

A) Solo I B) Solo II C) Solo III

D) I y II E) II y III

Resolución: Principio de Chatelier:

Si un sistema o reacción en equilibrio se perturba externamente ya sea por concentración, presión volumen o temperatura ella buscará, de forma contraria restablecer el estado inicial.

Del enunciado del problema se tiene el sistema en equilibrio.

$$SO_{3(g)}NO_{(g)} \rightleftharpoons SO_{2(g)} + NO_{2(g)}$$

por condición del problema: Se extrae $NO_{(g)}$ y se adiciona simultáneamente $NO_{2(g)}$

Analizando por pasos:

. Al extraer $NO_{(g)}$ el sistema tiende a producir $NO_{(g)}$ es decir el sistema va hacia la izquierda (←)

. Al adicionar $NO_{2(g)}$ el sistema quiere consumirlo por lo tanto el sistema va hacia la izquierda (←).

Resumiendo, el sistema va hacia la izquierda (←).

En las proposiciones

I. Disminuye la concentración de $SO_{3(g)}$

El sistema produce $SO_{3(g)}$ debido a que el sistema se va hacia la izquierda (←).

II. Aumenta la concentración de $SO_{2(g)}$

El sistema consume $SO_{2(g)}$, pues la concentración se va hacia la izquierda (←) (observe la ecuación de equilibrio).

III. Aumenta la concentración de $NO_{(g)}$

Como el sistema se va hacia la izquierda (←) el $NO_{(g)}$ aumenta.

Rpta.: C

PROBLEMA 19: La cantidad de carga necesaria para electrodepositar 8,43 g de un metal M a partir de una solución que contiene iones M^{2+} es 14475C

Datos: 1F = 96500 C/ mol

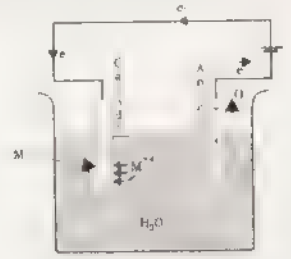
Masas atómicas

Ni = 58,7 ; Fe = 55,8 . Mn = 54,9

Co = 58,9 ; Cd = 112,4

A) Ni B) Fe C) Mn D) Co E) Cd

Resolución: Del enunciado podemos esquematizar la electrólisis, con la cual mediante una corriente eléctrica hacemos que los iones M^{2+} se depositen en el cátodo, logrando acumular la masa de metal M



Datos (*):

1F = 96500 C/mol

Masas atómicas

Ni = 58 ; Fe = 55,8

Mn = 54,9 ; Co = 58,9

Cd = 112,4

Según Faraday, por cada mol de electrones depositados o consumidos interviene 96500 coulomb de carga electrónica, es decir:

1F = 1 mol de e- = 96500 C ...(1)

Luego si en 96500 C existe 1 mol de e-, entonces en 14475 C existirán n_e moles de electrones, veamos:

96500 C 1 mol de e-

14475 C n_e

$$\Rightarrow n_e = 14475\ C \times \frac{1\ mol\ de\ e^-}{96500\ C}$$

$$= 0,15\ mol\ de\ e^- \quad ...(2)$$

La reacción que se produce en la electrólisis, 2 mol de e- depositan 1 mol del metal M

$$1\ M^{2+} + 2e^- \rightarrow 1M$$

$$2\ mol\ e^- \quad 1\ mol\ M$$

De (2): $0,15\ mol\ e^- \quad n_M$

$$\Rightarrow n_M = 0,15\ mol\ e^- \times \frac{1\ mol\ M}{2\ mol\ e^-}$$

$$= 0,075\ moles\ de\ M \quad ...(3)$$

Luego si se ha depositado 8,43 gramos del metal M, aplicamos la fórmula

$$M_M = \frac{m_M}{n_M}$$

E&M

De (3): $= \frac{8,43\ g}{0,075\ \text{moles de M}}$

$= 112,4\ g/\text{moles de M}$

Finalmente, el peso molecular $\bar{M}_M$ corresponde al cadmio (Cd).

Rpta.: E

PROBLEMA 20: Dadas las siguientes proposiciones referidas a nuevas tecnologías:

I. El plasma está constituido por núcleos de átomos y electrones libres.

II. El uso de biocombustibles, como alternativa a los combustibles fósiles, reduce la emisión de gases que provocan lluvia ácida.

III. Las nanopartículas presentan propiedades físicas diferentes de las macropartículas.

Son correctas

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

Resolución:

En relación a "nuevas tecnologías", las proposiciones:

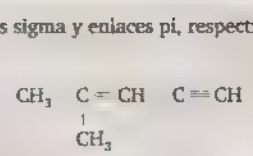
I. El plasma está constituido por núcleos de átomos y electrones libres.
El plasma esta formado por la ionización de átomos al perder su cubierta de electrones. El plasma, núcleos y electrones están fluyendo a grandes velocidades.

II. El uso de biocombustibles, como alternativa a los combustibles fósiles, reduce la emisión de gases que provocan lluvia ácida.
Los biocombustibles se han convertido en una alternativa para evitar el uso de combustibles fósiles, como el petróleo diesel que al ser quemado original el SO_3, formándose posteriormente con el vapor de agua de la atmósfera, el ácido sulfúrico, que luego regresa a la superficie terrestre junto con la lluvia.

III. Las nanopartículas presentan propiedades físicas diferentes de las macropartículas.
las sustancias a niveles de nanopartículas (dimensiones de 10^{-9} m) presentan propiedades físicas totalmente nuevas, a las que tienen a escalas macroscópicas. Estas propiedades los científicos los han aprovechado para crear materiales y aparatos novedosos.

Rpta.: E

PROBLEMA 21: ¿Cuántos enlaces sigma y enlaces pi, respectivamente, existen en el siguiente compuesto?



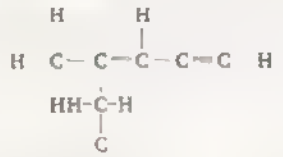
A) 13; 3 B) 12; 4 C) 14, 2
D) 11; 5 E) 12; 3

Resolución:

Sabemos que:

Enlace simple	Enlace doble	Enlace triple
$M\overset{\sigma}{-}N$	$M\overset{\sigma}{=}N$	$M\overset{\pi}{\underset{\pi}{=}}\sigma N$

Luego, analizamos:



n.º de enlaces simples: 11σ
n.º de enlaces dobles: $1\sigma; 1\pi$
n.º de enlaces triples: $1\sigma; 2\pi$
$13\sigma; 3\pi$

Rpta.: A

PROBLEMA 22: El átomo de potasio (K) tiene 19 protones y 20 neutrones. Cuando se ioniza a K^+, sucede que este átomo.

A) Gana un electrón y sus protones no varían.
B) Pierde un electrón y sus protones no varían.
C) Pierde un neutrón y un electrón.
D) Pierde un electrón y aumenta sus protones a 20.
E) Pierde un protón y sus electrones no varían

E&M

Resolución: Según el enunciado:

$^{A}_{Z}K + 1e \rightarrow {}^{A}_{Z}K^{1-}$

$\#p^{+} = \#e^{-} = Z = 19$ $\quad$ $\#p^{+} \quad Z = 19$

$\#e^{-} = 19 + 1 = 18$

Luego.

$\#n^{o} = A\text{-}Z$

$20 = A - 19$

$39 = A$

Pierde un electrón y sus protones no varían

Rpta.: B

PROBLEMA 23: En medio litro de una solución 1 N de H_2SO_4 hay _____ gramos de soluto.

Datos: S = uma, O = 16 uma, H = 1 uma

A) 98,00 B) 49,00 C) 46,00
D) 24,50 E) 12,15

Resolución: Según el enunciado:

$\theta = 2$, $M_{sto} = 98$, $N = 1$, $V_{sol} = 0,5l$

Luego

$N = \#Eq\text{-}g_{sto} / V_{sol}$

$N = n_{sto}\ \theta_{sto} / V_{sol}$

$N = m_{sto}\ \theta_{sto} / M_{sto}\ V_{sol}$

Reemplazando:

$1 = m_{sto}\ 2 / 98 \cdot 0,5$

$24,5 = m_{sto}$

En la solución hay 24,50 g de soluto.

Rpta.: D

PROBLEMA 24: Para la reacción química.

$CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_{2(g)}$

La constante de equilibrio K_c es igual a 9,0. Calcule la concentración en mol/L del CO_2 en el equilibrio si la concentración inicial tanto del CO como del H_2O es 4 mol/L.

A) 12,0 B) 8,5 C) 4,0
D) 1,8 E) 3,0

Resolución: Analizamos las concentraciones molares en equilibrio homogéneo.

$CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_{2(g)}$

Inicio	4 mol/L	4 mol/L		0	0
Cambio	- x	- x		+ x	+ x
Equilibrio	4 - x	4 - x		x	x

Luego:

$K_c = [CO_2][H_2] / [CO][H_2O]$

$K_c = (x)(x) / (4-x)(4-x) = x^2 / (4-x)^2$

Reemplazando $K_c = 9$:

$9 = x^2 / (4-x)^2$

Desarrollando: x = 3

la concentración en mol/L del CO_2 es 3,0

Rpta.: E

PROBLEMA 25: Los cuatro números cuánticos del penúltimo electrón del $_{16}S$ son:

A) (3,1; -1; -1/2) B) (3,1; +1; +1/2)
C) (3,1; -1; +1/2) D) (3,1, 0; +1/2)
E) (3,1; 0; -1/2)

Resolución:

Analizando:

$$_{16}S: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$$

Luego, por la regla de Hund, los números cuánticos de $3p^4$ serán:

$3p^4$: $\underset{-1}{\uparrow\downarrow}\ \underset{0}{\uparrow}\ \underset{1}{\uparrow}$: ml $\quad m = +1; s = +1/2$

$l = 1$
$n = 3$

$\Rightarrow$

∴ los cuatro números cuánticos del penúltimo electrón de $_{16}S$ son:

$(3, 1; +1; +1/2)$

Rpta.: B

PROBLEMA 26: ¿Cuáles de los enunciados respecto al efecto invernadero son correctos?

I. Se debe a que la atmósfera retiene radiaciones provenientes del Sol

II Es consecuencia de la producción del smog fotoquímico

III. La emanación de SO_2 proveniente de las actividades mineras lo incrementa.

IV. Es mayor, debido principalmente al incremento de CO_2 en la atmósfera.

A) II, IV. B) I, III. C) II, III.
D) I, II. E) I, IV.

Resolución:

Con respecto a nuestro planeta, la tierra emite radiación infrarroja, de la cual no toda regresa al espacio debido a que los gases del efecto invernadero absorben la mayor parte, siendo uno de ellos el Co_2.

∴ los enunciados I y IV son correctos.

Rpta.: E

PROBLEMA 27: Son buenos conductores de la electricidad

A) $NaCl_{(ac)}$, $MgSO_{4(ac)}C_6H_{12}O_{6(s)}$
B) $NaCl_{(s)}$ $Pb_{(s)}$, $MgSO_{4(ac)}$
C) $Mg_{(s)}$, $MgSO_{4(ac)}$, $NaCl_{(l)}$
D) $Hg_{(l)}$, $MgSO_{4(s)}$, $NaCl_{(l)}$
E) $Pb_{(s)}$, $NaCl_{(s)}$, $MgSO_{4(ac)}$

Resolución:

Conducen la corriente eléctrica

· Los electrolitos:

Como el $NaCl_{(l)}$, $MgSO_{4(ac)}$; etc

Los metales

Como el $Mg_{(s)}$; $Pb_{(s)}$; etc.

Luego, son buenos conductores de electricidad:

$Mg_{(s)}$, $MgSO_{4(ac)}$, $NaCl_{(l)}$

Rpta.: C

PROBLEMA 28: En la electrólisis de una solución de $AgNO_3$ se deposita 1,08 g de Ag en el cátodo. el volumen (en mL) de oxígeno, a condiciones normales, que se libra en el ánodo será _____

Datos· Ag = 108 uma; a CN el volumen de un mol de gas es 22,4 L; 1F = 96 500°C

A) 224 B) 112 C) 168
D) 56 E) 28

Resolución:

Sabemos que:

$\#Eq \cdot g_{Ag} = \#Eq \cdot g_{O_2}$

Luego:

$$m_{Ag} = no_2 \times \theta$$

$$PE_{Ag}$$

$$1,08 = no_2 \times 4$$

$$108$$

$$V_{O_2}^{C.N.} = 2,5 \times 10^{-3}\ mol \times 22,4\ L$$

$$mol$$

$$= 0,056L$$

$$= 56\ mL$$

∴ a condiciones normales, el volumen de O_2 es 56 mL.

Rpta.: D

PROBLEMA 29: En la reacción $NaCl + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + NaHSO_4 + Cl_2 + H_2O$, la diferencia entre la suma de los coeficientes de los productos y la de los coeficientes de los productos y la de los reactantes en la ecuación química balanceada es

A) 0 B) 1 C) -1
D) 2 E) -2

Resolución:

Sean los números de oxidación

$$\overset{+1\,-1}{NaCl} + \overset{+4\,-2}{MnO_2} + \overset{+1\,+6\,-2}{H_2SO_4} \rightarrow \overset{+2\,+6\,-2}{MnSO_4} + \overset{+1\,+1\,+6\,-2}{NaHSO_4} + \overset{0}{Cl_2} + \overset{+1\,-2}{H_2O}$$

Balance Redox

reduc. (+2e⁻)

oxid. (-2e⁻)

$$\overset{1)}{2}NaCl + \overset{(+4)}{1}MnO_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow \overset{(+2)}{1}MnSO_4 + 2NaHSO_4 + \overset{(0)}{1}Cl_2 + 2H_2O$$

$$\sum_{\text{reactantes}}^{\text{Coef.}} = 2+1+3 = 6$$

$$\sum_{\text{productos}}^{\text{Coef.}} = 1+2+1+2 = 6$$

$$\Rightarrow \sum_{\text{reactantes}}^{\text{Coef.}} - \sum_{\text{productos}}^{\text{Coef.}} = 6-6 = 0$$

la diferencia pedida es cero.

Rpta.: A

PROBLEMA 30: A 27° y 1 atm, una mezcla compuesta por igual número de moles de oxígeno y helio se encuentra confinada en un recipiente de 3 litros. El número de átomos de oxígeno y de helio en este recipiente es, respectivamente _____

Datos: R = 0,082 atm-L/mol K; O = 16 uma, He = 4 uma.

A) $3,67 \times 10^{22}$ y $3,67 \times 10^{22}$
B) $7,34 \times 10^{22}$ y $3,67 \times 10^{22}$
C) $7,34 \times 10^{22}$ y $7,34 \times 10^{22}$
D) $1,47 \times 10^{23}$ y $1,47 \times 10^{23}$
E) $2,94 \times 10^{22}$ y $1,47 \times 10^{22}$

Resolución:

Sea:

$PV = RTR$

$(1)(3) = (0,082)(300)(2n)$

$\rightarrow n = 0,061$ moles

Luego:

$1 \text{ mol } O_2$ _____ $2(6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de O)

$0,061 \text{ mol } O_2$ _____ x

$\Rightarrow x = 7,34 \cdot 10^{22}$ átomos de O

1 mol He _____ $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de he

0,061 mol He _____ y

$\rightarrow y = 3,67 \cdot 10^{22}$ átomos de He

.. el número de átomos de oxígeno y helio es:

$7,34 \cdot 10^{22}$ y $3,67 \cdot 10^{22}$

Rpta.: B

PROBLEMA 31: La eutroficación es una consecuencia de la

A) contaminación atmosférica.
B) radiación ultravioleta.
C) contaminación del agua.
D) erosión de los suelos.
E) contaminación de los suelos.

Resolución:

La eutroficación consiste en el envejecimiento de un lago o laguna hasta convertirse en un prado o un bosque. Esto se debe a la descarga de nutrientes que sobrealimentan a las plantas, y en poco tiempo se convierten en árboles, por la actividad humana. Entre estos nutrientes tenemos a las sales solubles, aguas negras, detergentes, desechos fecales, fertilizantes. Estos permiten que las algas proliferen en lugar de la flora fotosintética, disminuyendo la concentración de oxígeno (O_2) y, por tanto, la muerte de la fauna acuática.

Un de las consecuencias de lo anterior es la contaminación del agua.

Rpta.: E

PROBLEMA 32: En la reacción:

$MnO_4^- + Fe^{2+} + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Fe^{3+} + H_2O$,

identifique la opción correcta.

A) MnO_4^- : agente oxidante

B) Fe^{2+} : agente oxidante

C) H^+ : agente reductor

D) Fe^{3+} : agente reductor

E) MnO_4^- : agente reductor

Resolución:

$MnO_4^- + Fe^{2+} + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Fe^{3+} + H_2O$

Hallamos los números de oxidación de los elementos:

$(\overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O_4})^{-1} + Fe^{+2} \rightarrow Mn^{+2} + Fe^{+3}$

oxidación (-1e)

A. reductor — F. oxidada

reducción (+5e)

A. oxidante — F. reducida

Procedemos a balancear, igualando la cantidad de electrones ganados y perdidos, se multiplica por 5 la semirreacción de oxidación. Al final se balancea la cantidad de hidrógenos y oxígenos.

$MnO_4^- + 5Fe^{+2} + 8H^+ \rightarrow Mn^{2} + Fe^{+3} + 4H_2O$

Luego, la alternativa correcta es (B):

El MnO_4^- es el agente oxidante (A.O.)

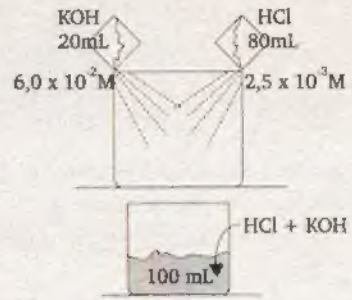
Rpta.: A

PROBLEMA 33: ¿Cuál es el valor del pOH de la solución obtenida al mezclar 20 mL de KOH $6,0 \times 10^{-2}$ M con 80 mL de HCl $2,5 \times 10^{-3}$ M?

A) 12,0 B) 3,0 C) 2,0

D) 0,3 E) 0,2

Resolución:



Nos piden: pOH de la solución obtenida.

Al hacer la mezcla ocurrió una reacción de neutralización.

$HCl + KOH \rightarrow KCl + H_2O$

Antes de la reacción se tenía:

$n_{HCl} = MV = 2,5 \times 10^{-3} \times 80 = 0,2$ m mol

$n_{HCl} = MV = 6,0 \times 10^{-2} \times 20 = 1,2$ m mol

Se observa en la reacción que 1 mol de HCl reacciona con 1 mol de KOH, luego 0,2 m mol de HCl reaccionará con 0,2 m mol de KOH.

Al final el sobrante será de KOH:

$n_{sobrante} = 1,2 - 0,2 = 1,0$ m mol

Luego:

$$|KOH|_{final} = |OH^-| = \frac{n_{sobrante}}{V_{total}} = 1,0 = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Finalmente, calculamos el pOH:

$pOH = -\log[OH^-] \Rightarrow pOH = -\log 10^{-2} = 2$

$\therefore pOH = 2 = 2,0$

Rpta.: C

PROBLEMA 34: Al disolver 14,5 g de $Mg(OH)_2$ en suficiente cantidad de agua, se obtiene 200 mL de solución; en consecuencia, su normalidad es _____ y su molaridad, _____.

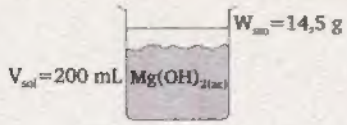
Pesos atómicos: Mg = 24, O = 16, H = 1

A) 2,50 - 5,00 B) 1,25 - 2,50

C) 5,00 - 2,50 D) 2,50 - 1,25

E) 1,25 - 5,00

Resolución:



Nos piden: normalidad (N) y Molaridad (M)

Tenemos: $Mg(OH)_2$ (soluto)

$\overline{M}\,(Mg(OH)_2) = 58 g/mol$

Agua (solvente)

· Cálculo de la molaridad de la solución:

$$\frac{M}{V_{sol}} = \frac{n_{sto} \cdot W_{sto}}{\overline{M}_{sto} \cdot V_{sol}}$$

· Cálculo de la normalidad de la solución:

Sabemos: $N = M\,x$

Donde: M: Molaridad; θ: n° de OH^- disociados

Como el soluto es un hidróxido:

$\theta = 2$

Luego:

$N = (1,25)\,x\,2 = 2,5$ normal

Rpta.: D

PROBLEMA 35: Los átomos con Z=16, Z = 13 y Z=6, al reaccionar con otros, presentan mayor estabilidad cuando son _____, _____ y _____, respectivamente.

A) divalente, monovalente, trivalente
B) divalente, monovalente, divalente
C) divalente, trivalente, monovalente
D) divalente, trivalente, tetravalente
E) divalente, trivalente, divalente

Resolución:

Analizando la distribución electrónica de los átomos con número atómicos 16; 13 y 6

· $_{16}X: 1s^2\,2s^2\,2p^6\,\underbrace{3s^2\,3p^4}_{\text{nivel de valencia}} \Rightarrow$ n.° e.v = 6

$\Rightarrow \underbrace{_{16}X^{2-}}_{18e^-}: 1s^2\,2s^2\,2p^6\,\underbrace{3s^2\,3p^6}_{\text{nivel de valencia}} \Rightarrow$ n.° e.v = 8

Así X^{2-}: anión divalente

· $_{13}Y: 1s^2\,2s^2\,2p^6\,\underbrace{3s^2\,3p^1}_{\text{nivel de valencia}} \Rightarrow$ n.° e.v = 3

$\Rightarrow \underbrace{_{13}Y^{3+}}_{10e^-}: 1s^2\,\underbrace{2s^2\,2p^6}_{\text{nivel de valencia}} \Rightarrow$ n.° e.v = 8

Así Y^{3+}: catión trivalente

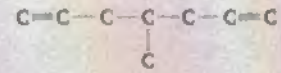
· $_6Z: 1s^2\,\underbrace{2s^2\,2p^6}_{\text{nivel de valencia}} \Rightarrow$ n.° e.v = 4

$\Rightarrow \underbrace{_6Z^{4-}}_{10e^-}: 1s^2\,\underbrace{2s^2\,2p^6}_{\text{nivel de valencia}} \Rightarrow$ n.° e.v = 8

Así Z^{4-}: anión tetravalente

Rpta.: D

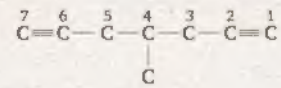
PROBLEMA 36: El nombre IUPAC del compuesto



es:

A) 4 - metilheptetino
B) 4 - metilhept - 2 - en - 7 - ino
C) 4 - metilhept - 6 - en - 1 - ino
D) 4 - metilhept - 7 - en - 2 - ino
E) 4 - metilhept - 1 - en - 6 - ino

Resolución:



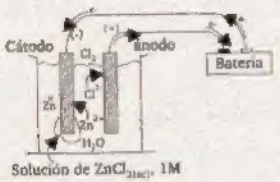
El nombre IUPAC del compuesto es: 4 - metilhept - 1 - en - 6 - ino

Rpta.: E

PROBLEMA 37: Una celda electrolítica contiene 1 L de una disolución de $ZnCl_2$ 1 M. Si por la celda fluye 1.4×10^5 C de electricidad, la concentración molar final del ion Zn^{2+} es: dato: 1 F = 96 500 C

A) 0,275 B) 0,725 C) 1,275
D) 0,637 E) 0,363

Resolución:



Nos piden:
concentración molar final del ion Zn^{2+}
Datos:
$V_{sol} = 1$ L
$q = 1{,}4 \times 10^5$ C
Antes de la electrólisis:
· Cálculo de las moles de Zn disueltos:

$$M = \frac{n_{sto}}{V_{sol}} \Rightarrow n_{ZnCl2} = M \times V_{sol}$$

Luego; reemplazando:

$$n_{ZnCl2} = \left(\frac{1\text{ mol}}{1\text{ L}}\right)(1\text{ L}) = 1\text{ mol}$$

El $ZnCl_2$ al disociarse forma:

$$ZnCl_{2(ac)} \rightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + 2Cl^{1-}_{(ac)}$$

1 mol (1 mol) 2 mol

$\Rightarrow n_{Zn2+} = 1$ mol

· Cálculo de la cantidad de Zn^{2+} consumidos:

$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$

1 mol Zn^{2+} → 2 moles e^-

1 mol Zn^{2+} → 2 x 96 500 C

n_{Zn2+} → $1{,}4 \times 10^5$ C

$$\Rightarrow n_{Zn2+} = \frac{(1\text{ mol } Zn^{2+})(1{,}4 \times 10^5\text{ C})}{2 \times 96\,500\text{ C}}$$

$n_{Zn2+} = 0{,}725$ mol

· Cálculo de n_{Zn2+} que quedan:

$n_{Zn2+} = 1 - 0{,}75 = 0{,}275$ mol

· Cálculo de la concentración molar final

$$M = \frac{0{,}275}{1\text{L}} = 0{,}275 \text{ molar}$$

Rpta.: A

PROBLEMA 38: La reacción química para la producción de acido sulfúrico es

$$2SO_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 2H_2SO_4$$

La cantidad, en toneladas de H2SO4, que puede producirse por día mediante un proceso en el que se utiliza 16 toneladas diarias de SO_2, con un 70% de eficiencia en la conversión, es
Datos: S:32 uma; 0: 16 uma ; H: 1 uma

A) 24,50 B) 17,15 C) 35,00
D) 30,25 E) 34,30

Resolución:

Como la eficiencia es al 70%, entonces solo se usara el 70% en masa
$m_{SO2} = 16 \cdot 0{,}7 = 11{,}2$ toneladas
en la reacción química

$$2SO_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 2H_2SO_4$$

químicamente 2(64) _____ 2 (98)
del problema 11,2 _____ m
resolviendo m = 17,15 toneladas

Rpta.: E

TEMARIO QUÍMICA

Aritmética (15 folletos)
Álgebra (15 folletos)
Geometría (14 folletos)
Trigonometría (17 folletos)
Raz. Matemático (18 folletos)
Física (16 folletos)
Química (17 folletos)

- 140 páginas
- Marco teórico completo.
- 100 problemas resueltos
- 100 problemas propuestos con claves.
  Básico - Intermedio - Avanzado
- Exámenes de admisión resueltos .

N°	TEMAS
1	Materia y Energía
2	El Átomo - Modelos atómicos - Química Nuclear
3	Configuración Electrónica - Números Cuánticos
4	Tabla Periódica y sus Propiedades
5	Formulación y Nomenclatura Inorgánica
6	Cálculos Químicos
7	Enlace Químico - Geometría y Fuerzas Intermoleculares
8	Estados Condensados de la Materia
9	Estado Gaseoso - Mezcla de Gases
10	Reacciones Químicas - Estequiometría
11	Sistemas Dispersos - Soluciones
12	Cinética - Equilibrio Químico
13	Ácidos y Bases
14	Electroquímica
15	Petróleo e Hidrocarburos
16	Compuestos Orgánicos Nitrogenados y Oxigenados
17	Contaminación - Química Aplicada

Telf.: 424 - 6350
Cel.: 992 - 796104
Editorial RODO - Oficial
editorialrodo@gmail.com